

ПРАКТИКУМ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ



Министерство образования и науки
ФГБОУ ВО «Удмуртский государственный университет»
Кафедра фундаментальной и прикладной химии

С.П. Чернова
Т.Н. Кропачева

ПРАКТИКУМ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Учебно-методическое пособие



Ижевск 2017

УДК 54 (075.8)

ББК 24.1я73

Ч-493

Рекомендовано к изданию Учебно-методическим советом УдГУ

Рецензент: В.И. Корнев, д.х.н., профессор

Ч-493 **Чернова С.П., Кропачева Т.Н.**

Практикум по неорганической химии: учеб.-метод. пособие. –
Ижевск: Изд-во «Удмуртский университет», 2017. – 144 с.

Пособие предназначено для изучения основных разделов курса неорганической химии. В пособие включено подробное описание опытов для выполнения лабораторных работ по химии элементов, задачи для практических (аудиторных и домашних) занятий, а также некоторые справочные материалы.

Рекомендуется при изучении курса неорганической химии для направления бакалавриата «Химия», студентов специальности «Фундаментальная и прикладная химия».

УДК 54 (075.8)

ББК 24.1я73

© Чернова С.П., Т.Н. Кропачева, 2017

© ФГБОУ ВО «Удмуртский
государственный университет», 2017

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	5
ЛАБОРАТОРНЫЕ ЗАНЯТИЯ	
Галогены	7
Кислород. Водород	12
Сера	17
Азот	24
Фосфор	29
Углерод	32
Кремний	36
Бор	39
Щелочные металлы	42
Бериллий. Магний. Щелочноземельные металлы	45
Алюминий	52
Олово. Свинец	57
Сурьма. Висмут	63
Ванадий	68
Хром	71
Марганец	75
Железо	80
Кобальт. Никель	87
Медь. Серебро	93
Цинк. Кадмий. Ртуть	99
ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАНЯТИЯ	
Галогены	104
Кислород. Водород	105
Сера	106
Азот	108
Фосфор	109
Углерод	111
Кремний	112
Бор	113
Щелочные металлы	115
Бериллий. Магний. Щелочноземельные металлы	116

Алюминий	117
Олово. Свинец	119
Мышьяк. Сурьма. Висмут	120
Ванадий	122
Хром	123
Марганец	124
Железо. Кобальт. Никель	125
Медь. Серебро. Золото	127
Цинк. Кадмий. Ртуть	128
РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА	130
ПРИЛОЖЕНИЕ	131

ВВЕДЕНИЕ

«Химии никоим образом научиться невозможно, не видав самой практики и не принимаясь за химические операции»

М.В. Ломоносов

Настоящее пособие предназначено для проведения лабораторных и практических занятий по курсу «Неорганическая химия» для направления подготовки бакалавров «Химия», для специальности «Фундаментальная и прикладная химия». Изучение курса «Неорганическая химия» способствует эффективному формированию у студентов различных профессиональных компетенций, представленных в ФГОС, а именно: способности использовать полученные знания теоретических основ фундаментальных разделов химии при решении профессиональных задач, владению навыками проведения химического эксперимента, знанию основ теории фундаментальных разделов химии, умению применять основные законы химии при обсуждении полученных результатов. В ходе выполнения лабораторных и практических работ студенты: 1) подтверждают экспериментом теоретические положения (свойства химических элементов и их соединений, общие закономерности протекания химических реакций и др.); 2) овладевают техникой лабораторного эксперимента (обращение с химическими реактивами и лабораторным оборудованием, приемы проведения физико-химических операций, навыки синтеза неорганических соединений и др.); 3) осваивают методы обработки опытных данных (навыки наблюдения и анализа результатов, составление отчетов, формулировка выводов).

Лабораторный практикум по химии элементов охватывает наиболее важные и распространенные химические элементы всех групп Периодической системы Д.И. Менделеева. Каждая лабораторная работа, посвященная изучению химии

того или иного элемента, проводится после лекционного изложения материала. Собственно лабораторной работе предшествует практическая часть, в ходе которой: 1) решаются расчетные химические задачи, представленные в настоящем пособии; 2) обсуждаются основные вопросы, касающиеся проведения отдельных химических опытов (особенности протекания реакции, использование оборудования, техника безопасности и др.). Большинство химических опытов проводится студентами индивидуально на своих рабочих местах или под тягой, но отдельные наиболее технически сложные или опасные опыты проводятся группой студентов под руководством преподавателя.

Студент обязан в ходе домашней самоподготовки, используя лекционный материал, учебники (см. рекомендованный список), интернет-ресурсы и пр., тщательно изучить все химические опыты, которые будут проводиться на лабораторной работе, и после проведения работы составить итоговый отчет. Рекомендуется оформить отчет в виде таблицы, представленной в Приложении, отдельные фрагменты которой (отмечены звездочкой *) в обязательном порядке заполняются студентом предварительно до начала лабораторной работы, а другие – в ходе или после проведения работы. Сдача отчетов проводится в форме краткой устной беседы с преподавателем, по возможности на следующем после лабораторной работы занятии.

ЛАБОРАТОРНЫЕ ЗАНЯТИЯ

ГАЛОГЕНЫ

☞ –опыт проводить под тягой

☺ – групповой опыт

Опыт 1. Получение галогенов ☞ ☺

В связи с токсичностью галогенов в пробирки после опытов с остатками реагентов прилить раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, после чего содержимое вылить в склянку для слива, хранящуюся под тягой.

а) В пробирку с газоотводной трубкой поместить порошок диоксида марганца и прилить концентрированной соляной кислоты в таком количестве, чтобы она покрыла весь слой диоксида марганца. Смесь осторожно подогреть и выделяющийся газ исследовать с помощью влажной индикаторной йодокрахмальной бумаги (бумага, пропитанная иодидом калия и крахмалом) или фильтровальной бумаги, смоченной раствором иодида калия. Обратить внимание на цвет и запах выделяющегося газа.

Собрать хлор в сухую микроколбочку, закрыть ее пробкой и сохранить для последующего опыта. Пропустить выделяющийся хлор в пробирку, заполненную водой. Добавить полученной хлорной воды к раствору чернил. Что наблюдается? Проверить присутствие в хлорной воде хлорид-ионов с помощью раствора нитрата серебра.

Написать уравнения реакций получения хлора (с использованием различных окислителей) и его обнаружения.

б) В сухую пробирку поместить немного кристаллического бромид калия (иодида калия) и столько же диоксида марганца. К смеси прилить немного концентрированной серной кислоты и, если требуется, слегка подогреть. Объяснить наблюдаемое.

Написать уравнения всех протекающих реакций.

Опыт 2. Окислительные свойства галогенов ☞ 😊

а) В колбочку с хлором внести порошок красного фосфора. Объяснить наблюдаемое.

б) Сухую смесь йода и красного фосфора, содержащую приблизительно пятикратный избыток последнего, поместить в сухую пробирку. Закрыв пробирку пробкой с газоотводной трубкой, закрепить ее в штативе и слабо нагревать в течение 2-3 мин. Объяснить наблюдаемое. Полученный продукт сохранить.

в) К раствору сульфита натрия по каплям прилить йодной воды. Объяснить наблюдаемое.

Написать уравнения всех проведенных реакций.

Опыт 3. Окраска парообразного йода ☞

В пробирку поместить несколько кристалликов йода (описать их внешний вид) и нагреть до появления паров. Что наблюдается? Что такое возгонка (сублимация)? Как ее можно использовать для очистки йода от примесей?

Опыт 4. Растворимость йода ☞

В отдельные пробирки поместить по одному кристаллику йода и прилить приблизительно равные объемы: 1) воды; 2) этилового спирта; 3) диэтилового эфира; 4) четыреххлористого углерода (или хлороформа). Наблюдать различие в растворимости и окраску полученных растворов.

Растворитель	Растворимость йода, г/ кг
Вода	0,28
C_6H_6	164
CCl_4	19,2
$CHCl_3$	49,7
C_2H_5OH	271,7

В пробирку с не растворившимся до конца в воде йодом добавить концентрированный раствор иодида калия. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Добавить к йодной

воде хлороформ и встряхнуть. Наблюдать экстракцию йода хлороформом. Соблюдается ли золотое правило алхимиков «Подобное растворяется в подобном»? Что такое «йодная вода»? Какой состав имеет аптечный раствор йода? раствор Люголя?

Опыт 5. Малорастворимые в воде галогениды

Испытать действие ионов серебра (I) и свинца (II) на галогенид-ионы. Отметить цвет образующихся осадков. Составить уравнения реакций.

Опыт 6. Получение фтороводорода и травление стекла ☹️ 😊

Приготовить стеклянную пластинку, покрытую парафином, и процарапать на парафине до стекла какой-нибудь рисунок. В фарфоровый тигель положить немного кристаллического фторида натрия, прилить 2-3 мл концентрированной серной кислоты и тотчас накрыть тигель стеклянной пластинкой парафиновым слоем вниз. Дно тигля слегка нагреть пламенем спиртовки в течение 3-5 мин. По охлаждении тигля пластинку снять, удалить с нее слой парафина и наблюдать результат травления стекла.

Написать уравнения реакций получения фтороводорода и травления стекла.

Опыт 7. Получение хлороводорода и соляной кислоты ☹️ 😊

В пробирку с газоотводной трубкой насыпать немного хлорида натрия, добавить концентрированной серной кислоты и слегка подогреть. К отверстию газоотводной трубки последовательно подносить влажную лакмусовую бумагу и стеклянную палочку, смоченную концентрированным раствором аммиака. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Выделяющийся газ отвести в пробирку с водой, не погружая в нее газоотводную трубку. Качественными

реакциями доказать, что полученный раствор является соляной кислотой.

Опыт 8. Получение йодоводорода ☞ 😊

В пробирку с йодидом фосфора, полученным ранее, прилить немного воды. Проверить действие выделяющегося газа на влажную лакмусовую бумагу. Объяснить наблюдаемое. Составить уравнение реакции.

Опыт 9. Сравнение восстановительных свойств галогеноводородов ☞

Насыпать в отдельные пробирки немного бромиды калия и йодида калия. Прилить немного концентрированной серной кислоты и слегка нагреть. Наблюдать окраску выделяющихся паров и исследовать их реакцию на лакмус. Доказать выделение сероводорода во второй пробирке, поднося к ее отверстию фильтровальную бумагу, смоченную нитратом свинца. Составить уравнения реакций. Используя справочные данные (какие?), пояснить, как меняется восстановительная способность галогенид-ионов в ряду: фторид–хлорид–бромид–йодид?

Опыт 10. Получение гипохлорита натрия ☞ 😊

Пропустить хлор через охлажденный раствор щелочи. Проверить наличие в растворе хлорид-ионов. Объяснить наблюдаемое. На чем основано применение гипохлорита натрия в средствах бытовой химии («Доместос», «Белизна», «Тирет» и пр.) и для обеззараживания воды?

Опыт 11. Получение хлората калия ☞ 😊

В стакан с горячим концентрированным раствором гидроксида калия пропускать хлор в течение 3-5 мин. Затем раствор охладить. Наблюдать выпадение кристаллов бертолетовой соли. Где и для чего она применяется?

Опыт 12. Отношение йода к щелочам

Поместить в пробирку один кристаллик йода и прилить раствор щелочи. Что наблюдается? Добавить разбавленной серной кислоты до кислой реакции и несколько капель толуола. Смесь встряхнуть. Объяснить происходящие явления.

Опыт 13. Сравнение окислительной активности оксохлорат (I) и оксохлорат (V) - ионов

Сравнить взаимодействие раствора йодида калия с растворами гипохлорита калия и хлората калия. Объяснить наблюдаемое. Используя значения стандартных электродных потенциалов, установить какой из исследуемых ионов обладает большей окислительной активностью.

Во вторую пробирку прилить немного разбавленной серной кислоты. Что наблюдается? Используя уравнение Нернста, изобразить график зависимости потенциала систем $\text{ClO}_3^-/\text{Cl}^-$ и I_2/I^- от кислотности среды и объяснить результат опыта.

Опыт 14. Образование йодноватой кислоты и ее окислительные свойства

а) В пробирку поместить водный раствор йодида калия и хлороформ, а затем добавлять по каплям хлорную воду, интенсивно всяхивая содержимое пробирки. Объяснить появление и последующее исчезновение окраски органического слоя растворителя.

б) К раствору иодата калия добавить раствор разбавленной серной кислоты, а затем прилить по каплям раствор сульфита натрия. Объяснить появление, а затем исчезновение окраски раствора.

КИСЛОРОД. ВОДОРОД

☞ –опыт проводить под тягой

☺ – групповой опыт

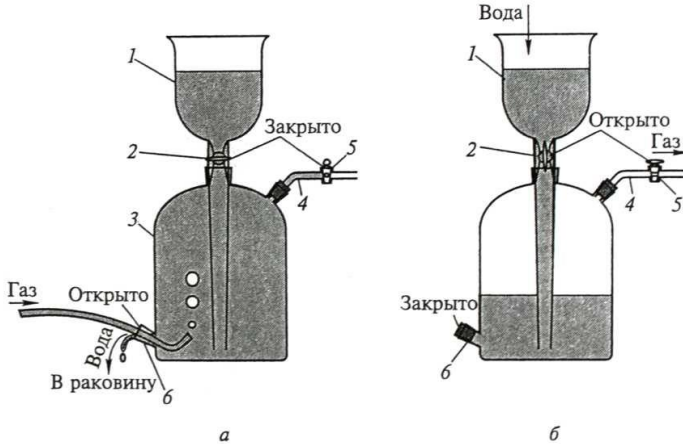
Опыт 1. Получение кислорода ☞

а) *Получение кислорода при разложении перманганата калия.* Поместить в пробирку немного кристаллического перманганата калия, укрепить пробирку в штативе вертикально и подогреть ее пламенем спиртовки. Внести в пробирку тлеющую лучинку и убедиться в выделении кислорода. Написать уравнение протекающей реакции.

б) *Получение кислорода при разложении хлората калия.* Поместить в пробирку немного кристаллического хлората калия, укрепить пробирку вертикально в штативе и нагреть в пламени спиртовки до полного расплавления соли. Внести в пробирку тлеющую лучинку. Обнаруживается ли присутствие кислорода? Отодвинуть спиртовку, внести в пробирку 1 микрошпатель диоксида марганца и снова подогреть пробирку. Опять внести в пробирку тлеющую лучинку. Выделяется ли теперь кислород? Написать уравнение разложения бертолетовой соли в присутствии диоксида марганца, являющегося катализатором этого процесса.

Опыт 2. Окислительные свойства кислорода ☞ ☺

Изучить и зарисовать конструкцию газометра. Газометр состоит из двух частей: воронки (1), снабженной краном (2), и толстостенного сосуда с трубкой для выхода газа (4) с краном (5) и сливным патрубком внизу для воды (6). Воронка вставляется в сосуд на шлифе, обеспечивающем герметичность прибора. В газометре хранят газы мало растворимые в воде и не взаимодействующие с ней. К таким газам относятся кислород, азот. Заполнение газометра газом проводится в два этапа: вначале его полностью заполняют водой, затем воду вытесняют собираемым газом.



Газометр: а) – заполнение газом; б) – получение тока газа из газометра: 1 – воронка; 2, 5 – краны; 3 – корпус газометра; 4 – газоотводная трубка; 6 – сливной патрубок.

Заполнение газометра водой проводят в следующем порядке: 1. Снимите воронку (1); 2. Заполните сосуд (3) доверху водой; 3. Откройте кран (2) на воронке (1) и медленно погрузите воронку в склянку (3), следя за полнотой ее заполнения; 4. Наполните воронку (1) водой примерно на 2/3; 5. Если в газометре остались пузырьки воздуха, то удалите их через открытый кран (2), слегка приподнимая и опуская воронку (1); 6. Остатки воздуха из газоотводной трубки (4) удалите через кран (5); 7. Кран (5) закройте.

Заполнение газометра газом проводят в следующем порядке: 1. Поставьте заполненный водой газометр на край стола около водопроводной раковины; 2. Закройте все краны газометра (2, 5) и откройте сливной патрубок (6); 3. Введите в сливной патрубок (6) газометра трубку от прибора для получения газа. При поступлении газа вытекающая вода должна выливаться в раковину; 4. Заполнив газометр газом примерно на 2/3, выньте газоподводящую трубку, закройте патрубок (6) пробкой и откройте кран (2). Необходимо держать кран (2) все время открытым. Не допускается дозаправка газометра. Перед каждой новой заправкой убедитесь в полном заполнении газометра водой во избежание случайного смешения остатков старого газа с новым, например, водорода с кислородом. Не рекомендуется заполнять газометры горючими газами.

Получение тока газа из газометра: 1. Подсоедините газометр к прибору. 2. С помощью крана (5) при открытом кране (2) установите требуемый ток газа, при этом следите за тем, чтобы воронка (1) была заполнена водой.

Наполнить три большие пробирки кислородом из газометра, закрыть их пробками и поставить в штатив для проведения последующих опытов.

а) *Окисление серы.* На маленькую железную ложечку взять небольшой кусочек серы, слегка нагреть на спиртовке, открыть пробирку с кислородом и внести в нее ложечку с серой. После того как горение серы прекратится, вынуть ложечку и, закрыв пробирку пробкой, взболтать ее содержимое. Добавить в пробирку лакмус, выяснить какая среда получается после растворения в воде продукта сгорания серы. Написать уравнения реакций горения серы в кислороде и взаимодействия полученного оксида серы с водой. К какому типу оксидов следует отнести полученный оксид серы?

б) *Окисление угля.* Сделать из металлической проволоки небольшую петельку, укрепить в ней кусочек древесного угля и нагреть его в пламени спиртовки. Внести тлеющий уголек в пробирку с кислородом. Что наблюдается? К какому типу оксидов относится полученный диоксид углерода? Написать уравнение взаимодействия его с водой.

в) *Окисление натрия.* Вынуть кусочек металлического натрия пинцетом из керосина (натрий хранят в керосине, так как этот металл обладает очень высокой реакционной способностью). Положить его на фильтровальную бумагу, обрезать скальпелем окисленную корочку с поверхности и отделить небольшой кусочек чистого металла. (Не трогать натрий руками - только пинцетом!). Нагреть натрий в железной ложечке на спиртовке пока он не загорится и внести его в пробирку с кислородом. После того как горение натрия окончится, вынуть ложечку, закрыть пробирку пробкой и взболтать воду. Внести 1-2 капли раствора фенолфталеина. В какой цвет окрашивается раствор? На какую реакцию среды в растворе указывает появившаяся окраска?

Написать уравнения реакций горения натрия в кислороде с образованием пероксида натрия Na_2O_2 и взаимодействия полученного соединения с водой.

Опыт 3. Получение водорода

Водород горюч и в смеси с кислородом или воздухом образует взрывоопасную смесь. Все опыты с водородом разрешается проводить только в очках или маске. Если прибор, заполненный водородом, необходимо нагреть или поджечь водород на выходе из него, следует до начала нагревания вытеснить из прибора весь воздух водородом, затем *проверить водород на чистоту*. Для этого надо методом вытеснения воздуха заполнить водородом перевернутую вверх дном пробирку и закрыть ее пальцем. Держа пробирку с водородом отверстием вниз, поднести ее к пламени. Отнять палец и, чуть наклонив, быстро внести отверстие пробирки в пламя, при этом проба водорода должна загораться почти без звука (мягкий, негромкий хлопок). Только убедившись в чистоте выделяющегося водорода, можно поджечь его на выходе из прибора или начать нагревание прибора.

а) *Получение водорода при взаимодействии цинка и кислоты*. Поместить в пробирку разбавленный раствор соляной кислоты и кусочек цинка. Написать уравнение реакции получения водорода. Что является окислителем в данном процессе? Можно ли для получения водорода из соляной кислоты заменить цинк любым другим металлом? Получится ли водород при взаимодействии цинка и концентрированной серной кислоты?

б) *Получение водорода при взаимодействии алюминия и щелочи*. Поместить в цилиндрическую пробирку разбавленный раствор едкого калия и кусочек алюминия. Написать уравнение реакции взаимодействия алюминия со щелочью в присутствии воды с образованием водорода и тетрагидроксоалюмината калия.

Опыт 4. Восстановительные свойства водорода ☞ 😊

а) *Восстановление водородом оксида меди (II)*. Проверенный на чистоту водород из аппарата Киппа пропускать над нагреваемым оксидом меди. Пробирку закрепить в штативе немного наклонно вниз отверстием, с тем, чтобы образующаяся при реакции вода стекала. Полученную медь охлаждать в токе водорода, иначе часть восстановленной меди снова окислится. Написать уравнение реакции взаимодействия водорода с оксидом меди.

б) *Сравнение восстановительных свойств молекулярного и атомного водорода.* Прилить в одну пробирку раствор перманганата калия и немного 75%-ной серной кислоты. Во вторую пробирку поместить раствор хлорида железа (III), подкислить серной кислотой и добавить разбавленный раствор роданида аммония. Наблюдать появление интенсивного красного окрашивания вследствие образования роданида железа (III). В каждую пробирку через раствор пропустить водород. Изменяется ли окраска растворов? В обе пробирки внести по кусочку гранулированного цинка. Какой газ выделяется в пробирках?

Что происходит в пробирке с раствором перманганата калия при действии молекулярного и атомарного (в момент выделения) водорода? Написать уравнение реакции восстановления перманганата калия водородом в кислой среде. Что происходит в пробирке с раствором хлорида железа при действии молекулярного и атомарного водорода? Написать уравнение реакции. Чем объясняется различие в восстановительной способности молекулярного и атомарного водорода?

Опыт 5. Каталитическое разложение пероксида водорода

Внести в пробирку насыщенный раствор бихромата калия и, слегка подогрев на пламени спиртовки, добавить 30%-ного раствора пероксида водорода. Наблюдать почернение раствора вследствие образования промежуточных соединений типа $K_2[Cr_2O_7 \cdot nH_2O_2]$. Через 1-2 мин происходит бурное разложение промежуточных соединений с выделением кислорода. Внести в пробирку тлеющую лучинку. Что наблюдается?

Опыт 6. Окислительные и восстановительные свойства пероксида водорода

а) *Окисление сульфида свинца*

К раствору нитрата свинца добавить сероводородной воды. Что наблюдается? В эту же пробирку внести 10% -ный раствор пероксида водорода и наблюдать изменение цвета осадка вследствие перехода сульфида свинца в белый малорастворимый сульфат свинца. Написать уравнение реакции.

б) *Окисление иодида калия.* Поместить в пробирку раствор иодида калия, прилить разбавленный раствор серной кислоты и 3% раствор пероксида водорода. Наблюдать изменение цвета раствора. Для какого вещества характерна появившаяся окраска? Написать уравнение реакции.

в) *Восстановление оксида ртути (II).* Поместить в пробирку немного раствора нитрата ртути (II) и добавить раствор щелочи до выпадения осадка оксида ртути (II). Отметить цвет осадка. Добавить 3% раствор пероксида водорода и наблюдать изменение цвета осадка вследствие образования взвешанных частиц металлической ртути. Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции.

СЕРА

☛ –опыт проводить под тягой

☺ – групповой опыт

Опыт 1. Аллотропия серы ☛ ☺

а) *Получение ромбической серы.* В пробирку налить немного толуола и внести в него порошок серы небольшими порциями до образования насыщенного раствора (при перемешивании стеклянной палочкой). После отстаивания нерастворившейся серы отобрать пипеткой небольшое количество раствора, поместить его на часовое стекло и оставить для медленной кристаллизации. Одну каплю раствора поместить на предметное стекло и рассмотреть под микроскопом, наблюдая рост кристаллов. Через некоторое время рассмотреть в лупу кристаллы, образовавшиеся на часовом стекле. Зарисовать их форму и отметить цвет. Отметить растворимость серы в органических растворителях.

б) *Получение моноклинической (призматической) серы.* Маленький фарфоровый тигель наполнить доверху мелкими кусочками серы. Тигелек поместить в фарфоровый треугольник и поставить на кольцо штатива. Осторожно нагреть тигель до полного расплавления серы. Оставить спиртовку и при охлаждении тигля следить за образованием кристаллов на поверхности расплава. Когда кристаллизация дойдет почти до центра поверхности, быстро вылить расплавленную серу в стакан с холодной водой. Образовавшиеся в тигле темные кристаллы рассмотреть под микроскопом, отметить их цвет и зарисовать форму. Наблюдать постепенное изменение цвета кристаллов (их пожелтение), что связано с переходом призматической серы в октаэдрическую.

в) *Получение пластической серы.* Пробирку до половины ее объема наполнить мелко раздробленной серой. Нагреть ее пламенем спиртовки, наблюдая все изменения при ее плавлении (цвет, консистенция). Нагрев серу до кипения, быстро вылить ее тонкой струей в чашку с холодной водой. Вынув из воды, высушить фильтровальной бумагой. Отметить цвет и тягучесть полученной модификации серы. Сохранить ее до следующего занятия, на котором рассмотреть и отметить изменение цвета и эластичности. Сохранилась ли ее тягучесть? Какая модификация серы наиболее устойчива при комнатной температуре?

Опыт 2. Получение сульфида железа ☛ ☺

Готовят смесь веществ в весовом отношении 7:4 (железо: сера), например, достаточно взять 2 г серы и 3,5 г железа. Далее смесь переносят в пробирку, закрепляют ее в лапке штатива слегка наклонно и нагревают. Достаточно добиться начала реакции (раскаление докрасна) в одном месте смеси – и реакция продолжится сама собой. Для извлечения полученного сернистого железа пробирку приходится разбивать.

Опыт 3. Сероводород и его свойства ☞ 😊

а) Получение сероводорода и его горение. Пробирку заполнить мелкими кусочками сернистого железа, закрепить в штативе. Добавить в нее концентрированной соляной кислоты (пл. 1,19 г/мл). Быстро закрыть пробирку пробкой с отводной трубкой. Выделяющийся газ зажечь у конца отводной трубки. Над пламенем горящего газа поддержать смоченную дистиллированной водой синюю лакмусовую бумажку. Объяснить изменение ее цвета. Поместить в пламя фарфоровую чашечку и отметить появление на ней желтого налета.

Написать уравнения реакций: а) получения сероводорода; б) его полного и неполного сгорания; в) взаимодействия с водой газа, полученного при горении сероводорода. Указать, какие из этих реакций относятся к окислительно-восстановительным.

б) Растворение сероводорода в воде. Выделяющийся сероводород направить в пробирку, наполненную нейтральным раствором лакмуса. Отметить и объяснить изменение цвета лакмуса, указав, что собой представляет водный раствор сероводорода. Написать уравнение диссоциации сероводородной кислоты, выражения констант диссоциации по первой и второй ступени и их значения.

в) Восстановительные свойства сероводорода. В две пробирки внести следующие растворы: в первую – перманганата калия и разбавленной серной кислоты, во вторую – столько же бихромата калия и той же кислоты. В каждую из пробирок добавлять по каплям сероводородную воду до изменения окраски каждого раствора и его помутнения вследствие выделения серы. Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 4. Получение малорастворимых сульфидов ☞

В две пробирки внести отдельно растворы сульфата марганца и нитрата свинца. В каждый раствор добавить немного сульфида аммония (этот раствор должен быть бесцветным, но на свету при хранении он часто желтеет из-за образования

полисульфидов). Наблюдать выпадение осадков сульфида марганца и сульфида свинца. К полученным осадкам прибавить раствор разбавленной азотной кислоты. Какой сульфид растворился? Возможно ли его образование в кислой среде? В две другие пробирки с растворами тех же солей марганца и свинца добавить немного сероводородной воды. В каком случае образование осадка не наблюдалось? Почему?

Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций получения сульфидов марганца и свинца. Указать их цвет. Написать уравнение реакции растворения MnS в кислоте. Пользуясь величинами $ПР$, а также правилом произведения растворимости, объяснить: а) различные результаты действия H_2S и $(NH_4)_2S$ на соль марганца; б) образование осадка PbS в обоих случаях.

Опыт 5. Получение диоксида серы и его растворение в воде ☞ 😊

В микроколбу или пробирку поместить немного кристаллического сульфита натрия, добавить 4н раствора серной кислоты и быстро закрыть пробкой с отводной пробкой. Выделяющийся газ пропустить в пробирки с нейтральным раствором лакмуса и дистиллированной водой в течение двух-трех минут. Если выделение газа идет недостаточно энергично пробирку осторожно подогреть. Полученный раствор SO_2 в воде сохранить для следующего опыта. На какие свойства водного раствора SO_2 указывает окраска лакмуса?

Написать уравнения реакций получения сернистого газа, его взаимодействия с водой, протекающего с образованием гидрата $SO_2 \cdot H_2O$. Написать уравнения ступенчатой диссоциации сернистой кислоты, выражения для констант диссоциации и их значения. Как сместится равновесие при добавлении щелочи?

Опыт 6. Окислительные и восстановительные свойства соединений серы (IV)

а) *Окислительные и восстановительные свойства SO_2 .* В две пробирки, из которых одна с сероводородной, другая с йодной водой, добавить понемногу водного раствора диоксида серы. Отметить происходящие изменения в растворах. Написать уравнения соответствующих реакций и указать, какие свойства проявляет диоксид серы в том и другом случае.

б) *Восстановительные свойства SO_3^{2-} -иона.* В пробирку, содержащую раствор перманганата калия и раствор разбавленной соляной кислоты, прибавить несколько кристалликов сульфита натрия. Отметить обесцвечивание раствора в связи с переходом иона MnO_4^- в ион Mn^{2+} . В какое соединение при этом перешел сульфит натрия? Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, докажете возможность протекания этой реакции. Добавив разбавленной азотной кислоты и раствора хлорида бария, убедиться в переходе иона SO_3^{2-} в ион SO_4^{2-} . Отметить наблюдаемые явления и написать уравнения всех протекающих реакций.

в) *Окислительные свойства SO_3^{2-} -иона.* В пробирку внести раствор $Hg_2(NO_3)_2$ и разбавленную азотную кислоту. Размешать раствор стеклянной палочкой и прибавить в него 2-3 кристаллика сульфита натрия. Наблюдать помутнение раствора от выделившейся серы. Убедиться в окислении иона Hg_2^{2+} и переходе его в Hg^{2+} -ион, для чего небольшое количество полученного раствора перенести в пробирку с раствором иодида калия. Образование кирпично-красного осадка HgI_2 указывает на присутствие иона Hg^{2+} .

Написать уравнения всех протекающих реакций и отметить все наблюдаемые явления. Как изменяется степень окисления серы и ртути?

Опыт 7. Дегидратирующие свойства серной кислоты

На листочке фильтровальной бумаги с помощью стеклянной палочки сделать надпись разбавленным раствором

серной кислоты. Бумагу просушить, держа высоко над пламенем спиртовки. Отметить и объяснить почернение бумаги. Какое свойство проявляет концентрированная серная кислота в этом опыте? Написать уравнение протекающей реакции.

Эту реакцию можно использовать как основу для симпатических (невидимых) чернил (чернила, записи которыми на бумаге являются изначально невидимыми и становятся видимыми только при определенных условиях (нагрев, освещение, химический проявитель)).

Опыт 8. Взаимодействие серной кислоты с металлами

а) Взаимодействие разбавленной серной кислоты с металлами. В три пробирки внести разбавленный раствор серной кислоты и по кусочку металлов: в первую – цинк, во вторую – железа, в третью – меди. Если реакция идет медленно, слегка подогреть пробирки. В каком случае реакция не идет? Почему? Написать уравнения протекающих реакций. Какой элемент в этих реакциях является окислителем?

б) Взаимодействие концентрированной серной кислоты с медью. В тигель поместить 1-2 кусочка медной стружки (можно использовать и порошок меди) и прилить концентрированной серной кислоты (пл. 1,84 г/мл). Тигель нагреть на асбестовой сетке небольшим пламенем спиртовки. Влажную синюю лакмусовую бумажку поднести к выделяющемуся газу. Отметить изменение окраски лакмусовой бумажки. Содержимое тигля выпарить, охладить и растворить, прибавив в тигель дистиллированной воды. Перенести пипеткой некоторое количество фильтрата в чистую пробирку. Отметить окраску фильтра. Для какого иона характерна эта окраска?

Написать уравнения реакций и указать, какой элемент в молекуле серной кислоты является окислителем.

Опыт 9. Различная растворимость сульфита и сульфата бария в кислоте

В двух пробирках получить обменной реакцией сульфит и сульфат бария. Сравнить растворимость сульфита и сульфата бария в кислоте, добавив в обе пробирки разбавленную азотную

кислоту. Что наблюдается? Можно ли этой реакцией различить ионы SO_3^{2-} и SO_4^{2-} ? Написать уравнения реакций получения сульфата и сульфита бария и растворения последнего в кислоте.

Опыт 10. Тиосульфат натрия и его свойства

а) Неустойчивость тиосульфата в кислой среде. Внести в пробирку раствор тиосульфата натрия и прилить разбавленную серную кислоту. Отметить выпадение серы. По запаху определить, какой газ выделился. Привести графическую формулу тиосульфата натрия. Написать уравнение реакции взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой. Указать окислитель и восстановитель.

б) Восстановительные свойства тиосульфата натрия. В две пробирки внести отдельно бромную и йодную воды. В обе пробирки добавить по несколько капель тиосульфата натрия до обесцвечивания растворов. Написать уравнения реакций, учитывая, что бром окисляет тиосульфат до сульфата (выделяющаяся сера является продуктом побочной реакции). Йод окисляет тиосульфат до тетрагидротетратионата $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$. В какую степень окисления переходит при этом бром и йод? Может ли хлорная вода окислить тиосульфат натрия? Ответ мотивировать.

Опыт 11. Окислительные свойства пероксодисульфатов

а) Окисление иодида калия. В пробирку с подкисленным раствором иодида калия прибавить столько же свежеприготовленного раствора пероксодисульфата аммония. Отметить изменение окраски раствора. Написать уравнение реакции.

б) Окисление сульфата хрома (III). В пробирку с растворами сульфата хрома (III) и серной кислоты добавить 1-2 капли нитрата серебра в качестве катализатора, раствор нагреть на маленьком пламени горелки. В горячий раствор внести 2-3 кристаллика пероксодисульфата калия или аммония и снова нагреть смесь до изменения окраски. Написать графическую

формулу пероксодисульфата аммония, составить уравнение реакции и рассчитать ее ЭДС.

АЗОТ

☞ – опыт проводить под тягой

☺ – групповой опыт

Опыт 1. Получение аммиака и его свойства ☞ ☺

Поместить в фарфоровую чашечку немного хлорида аммония и гашеной извести. Стеклопалочкой тщательно перемешать смесь и небольшое ее количество поместить в цилиндрическую пробирку. Пробирку укрепить в штативе, закрыв пробкой с газоотводной трубкой, и нагреть. Отметить запах аммиака. Поднести к отверстию газоотводной трубки стеклянную палочку, смоченную концентрированной соляной кислотой, влажную красную лакмусовую бумажку, влажную фенолфталеиновую бумажку. Пропустить аммиак в пробирку с водой, после чего пробирку с полученным раствором закрыть пробкой и сохранить для следующего опыта. Описать наблюдаемые явления и объяснить их. Написать уравнения реакций.

Опыт 2. Равновесие в водном растворе аммиака

Полученный раствор аммиака разделить на две пробирки. В одну из них добавить каплю фенолфталеина. Отметить окраску раствора. На присутствие каких ионов она указывает? Добавить в раствор немного кристаллического хлорида аммония и размешать раствор. Как изменилась интенсивность окраски? Почему? К раствору аммиака во второй пробирке добавить раствор сульфата алюминия. Отметить исчезновение запаха аммиака.

Написать: а) схему равновесия в водном растворе аммиака; б) молекулярное и ионное уравнения реакции взаимодействия сульфата алюминия с водным раствором аммиака. Указать, в каком направлении смещается равновесие в

водном растворе аммиака при добавлении к нему хлорида аммония, сульфата алюминия? Как при этом изменяется концентрация компонентов данной равновесной системы: OH^- - иона, NH_4^+ - иона, NH_3 ? В каком направлении сместится равновесие данной системы при добавлении соляной кислоты? Почему?

Опыт 3. Восстановительные свойства аммиака

а) Восстановление оксида меди. Прокалить медный предмет (проволку, пластинку) в пламени спиртовки так, чтобы он покрылся слоем оксида меди. Опустить в пробирку с нашатырным спиртом (10% водный раствор гидроксида аммония). Что наблюдается? Если опыт повторять несколько раз, то нашатырный спирт в пробирке окрасится в синий цвет. Насыпьте в фарфоровую чашечку немного хлорида аммония (нашатырь). Раскаленным медным изделием коснитесь соли. Что происходит? Как изменился внешний вид медного предмета? Что из себя представляет белый дым?

Способностью соединений меди вступать в реакцию с нашатырным спиртом пользуются с очень давних времен. Нашатырным спиртом очищают до блеска медные и латунные предметы (для большего эффекта нашатырный спирт смешивают с мелом, который механически оттирает грязь и адсорбирует загрязнения из раствора). Нашатырь применяют при паянии, для очистки окисленного медного «жала» паяльника (окисленный слой теряет способность удерживать на своей поверхности оловянный припой).

б) Восстановление перманганата калия. Внести в пробирку немного раствора перманганата калия и добавить концентрированного (~25%) раствора аммиака. Слегка подогреть раствор до изменения окраски.

Написать соответствующие уравнения реакций, учитывая, что в каждом случае аммиак в основном окисляется до свободного азота.

Опыт 4. Гидролиз солей аммония

Приготовить водные растворы хлорида аммония, нитрата аммония и ацетата аммония путем растворения сухих солей в дистиллированной воде. Измерить pH полученных растворов с

помощью универсальной индикаторной бумаги. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионном виде. Написать выражение для константы гидролиза иона аммония и рассчитать ее.

Опыт 5. Качественная реакция на NH_4^+ -ион

В пробирку внести немного раствора соли аммония и добавить столько же разбавленного раствора едкого натра (или кали). Слегка нагреть пробирку и над ее отверстием подержать влажную фенолфталеиновую бумажку. По запаху и по изменению цвета бумажки убедиться в выделении аммиака и образовании OH^- -иона.

Написать в молекулярной и ионной форме уравнения реакций. Можно ли этой реакцией обнаружить NH_4^+ -ион в присутствии солей K^+ и Na^+ ?

Опыт 6. Получение оксида и диоксида азота и исследование их свойств ☞ 😊

В кристаллизатор налить воды. Пробирку наполнить водой, закрыть отверстие пальцем и, перевернув вверх дном, поместить в кристаллизатор. Открывая под водой пробирку, следить, чтобы вода из нее не вылилась, и в нее не проник воздух. В колбу Вюрца поместить кусочки медной стружки (или порошок меди) и добавить немного азотной кислоты (пл. 1,12 г/мл). Пробирку укрепить в штативе вертикально, закрыть пробкой с газоотводной трубкой и если реакция идет недостаточно энергично, слегка подогреть маленьким пламенем горелки. Газоотводную трубку опустить в кристаллизатор и поднести под пробирку с водой. Заполнив пробирку выделяющимся газом примерно на $\frac{3}{4}$ ее объема (в пробирке должна остаться вода), закрыть ее под водой пальцем, и вынув из воды, перевернуть дном вниз. Открыв отверстие пробирки, наблюдать побурение бесцветного газа. (Пробирку держать на белом фоне.) Закрыв пробирку пальцем, встряхнуть ее несколько раз до полного поглощения водой полученного

бурого газа. Снова открыть пробирку и наблюдать побурение газа вторично и его растворение в воде при встряхивании. К полученному раствору прибавить немного нейтрального раствора лакмуса. Отметить изменение окраски и сделать вывод о реакции среды в растворе. Описать наблюдаемые явления. Написать уравнения всех протекающих реакций.

Опыт 7. Оксид азота (III) и соли азотистой кислоты

а) Получение оксида азота (III) и его разложение. Внести в пробирку немного насыщенного раствора нитрита калия и добавить немного раствора серной кислоты. Отметить появление в растворе голубой окраски N_2O_3 . Объяснить образование над раствором бурого газа. Написать уравнения всех протекающих реакций.

б) Восстановительные и окислительные свойства нитритов. В три пробирки внести: в первую – иодид калия, во вторую – перманганат калия, в третью – бихромат калия. Во все пробирки добавить немного разбавленного раствора серной кислоты и раствора нитрита калия. Отметить изменение окраски растворов в каждом случае. Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что в первой пробирке нитрит калия восстанавливается до NO , во второй $KMnO_4$ переходит в сульфат марганца (II), в третьей – $K_2Cr_2O_7$ – в сульфат хрома(III). В какое соединение переходит при этом нитрит калия? Указать, в каком случае он является окислителем, в каком восстановителем? Почему нитриты могут проявлять те и другие свойства? Любой из указанных выше опытов можно использовать в качестве реакции открытия иона NO_2^- в присутствии иона NO_3^- (в отсутствие других восстановителей и окислителей).

Опыт 8. Окислительные свойства азотной кислоты

Внести в одну пробирку немного концентрированной азотной кислоты и маленький кусочек медной стружки (или порошок). В другую пробирку внести немного раствора азотной

кислоты (1:1) и также кусочек медной стружки (или порошок). Пробирку с разбавленной азотной кислотой слегка подогреть. Обе пробирки держать на белом фоне. Отметить различие течения реакций в обоих случаях. Какой газ выделяется в первой пробирке, какой во второй? Написать уравнения соответствующих реакций. Чем объяснить легкое пожелтение выделяющегося газа во второй пробирке в начале реакций?

Опыт 9. Окислительные свойства нитратов ☞

В фарфоровый тигель поместить немного раствора нитрата калия и концентрированного раствора щелочи. Добавить немного порошка алюминия. Поместить тигель на асбестовую сетку и осторожно нагреть раствор (не кипятить!). В пары над тиглем внести влажную красную лакмусовую бумажку (или фенолфталеиновую). По изменению их цвета убедиться в выделении аммиака. Этот опыт может служить реакцией открытия иона NO_3^- (в отсутствие ионов NO_2^- и NH_4^+).

Отметить наблюдаемые явления. Написать уравнение реакции окисления алюминия нитратом калия в щелочной среде, учитывая, что алюминий в сильнощелочной среде окисляется с образованием иона $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$.

Опыт 10. Термическое разложение нитратов ☞ 😊

а) Разложение нитрата калия. В пробирку поместить немного кристаллического нитрата калия, укрепить в штативе вертикально и нагреть на пламени спиртовки до расплавления соли и начала выделения пузырьков газа. Внести в пробирку тлеющую лучинку. Какой газ выделяется? Продолжить нагревание до полного прекращения выделения пузырьков газа. Доказать образование нитрита калия при разложении нитрата. Написать уравнения всех протекающих реакций.

Эту реакцию можно использовать в качестве основы занимательного опыта «Огонь-художник». Для этого на лист бумаги концентрированным раствором нитрата калия нанести рисунок. Его надо делать одной непрерывной линией без пресечений. От контура рисунка тем же раствором следует провести к краю бумаги линию, отметив ее конец карандашом. Когда

бумага высохнет, рисунок станет невидимым. Теперь, если прикоснуться тлеющей спичкой к карандашной метке, бумага по линиям рисунка будет медленно сгорать за счет кислорода нитрата калия, и огонек, передвигаясь по контуру рисунка, «проявит» его.

б) Разложение нитрата свинца. В пробирку поместить немного сухого нитрата свинца. Пробирку укрепить в штативе горизонтально и осторожно нагреть. Определить по цвету один из выделяющихся газов (кроме кислорода). Какое вещество осталось в пробирке? Указать его цвет и написать формулу. Написать уравнение реакции разложения нитрата свинца.

в) Разложение нитрата серебра. В пробирку поместить несколько кристалликов нитрата серебра и осторожно нагреть их. Отметить окраску выделяющихся газообразных продуктов и сухого остатка в пробирке. Написать уравнение реакции разложения нитрата серебра.

ФОСФОР

☛ —опыт проводить под тягой

😊 — групповой опыт

Опыт 1. Превращение красного фосфора в белый ☛ 😊

В сухую пробирку насыпать немного красного фосфора, закрыть ватным тампоном и осторожно нагреть на маленьком пламени, так чтобы фосфор постепенно превращался в пар. Объяснить образование на стенках пробирки белых или слегка желтоватых капель. В чем отличие в строении молекул белого и красного фосфора? Как это сказывается на их свойствах?

Опыт 2. Окисление фосфора кислородом ☛ 😊

В фарфоровой чашке, поставленной на кольцо, зажечь красный фосфор. Горящий фосфор неплотно накрыть стеклянной воронкой. По окончании опыта воронку поставить в штатив и под нее подставить пробирку. Продукт сохранить для последующих опытов.

Опыт 3. Гидратация фосфорного ангидрида и полифосфорных кислот

Для качественного обнаружения различных оксофосфат(V)-ионов можно использовать образование солей серебра в нейтральной среде: Ag_3PO_4 (ортофосфат серебра) – желтого цвета, AgPO_3 (метафосфат серебра)₃ и $\text{Ag}_4\text{P}_2\text{O}_7$ (пирофосфат серебра) – белого.

Объяснить изменение внешнего вида, полученного оксида фосфора (V), после стояния на воздухе. Полученную массу смыть в пробирку и раствор разделить на две части. К одной части раствора прилить для нейтрализации аммиачную воду, а затем опытным путем доказать, что в растворе содержатся метафосфат(V)-ионы. Ко второй части раствора прибавить дистиллированной воды и несколько капель концентрированной HNO_3 . Содержимое пробирки прокипятить несколько раз. Нейтрализовать раствор аммиачной водой и доказать наличие в нем ортофосфат (V)-иона.

Учесть, что при горении фосфора на воздухе может происходить образование и некоторого количества оксида фосфора (III), при гидратации которого получается фосфористая кислота (сильный восстановитель). Как в этом случае происходит реакция взаимодействия фосфит-иона с солями Ag(I) ?

Опыт 4. Получение ортофосфорной кислоты ☹️ 😊

Внести в пробирку небольшое количество красного фосфора и прибавить немного концентрированной азотной кислоты. Пробирку закрепить в штативе наклонно и слегка подогреть маленьким пламенем до начала выделения газа. После чего нагревание прекратить. После охлаждения пробирки провести характерную реакцию на фосфат-ион с молибденовой жидкостью. Для этого в пробирку внести немного молибденовой жидкости и прибавить полученный в опыте раствор. Пробирку с раствором нагреть на водяной бане. Выпадение желтого осадка подтверждает получение ортофосфорной кислоты:

Написать: а) уравнение реакции получения ортофосфорной кислоты, учитывая, что при этом выделяется

оксид азота (II); б) уравнения ступенчатой диссоциации ортофосфорной кислоты; в) уравнение реакции обнаружения фосфат-иона действием молибденовой жидкости.

Опыт 5. Фосфаты некоторых металлов

а) Получение гидрофосфата кальция. Внести в пробирку понемногу растворов хлорида кальция и гидрофосфата натрия. Отметить цвет выпавшего осадка. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

б) Осаждение фосфата железа(III) и алюминия в присутствии ацетата натрия. В две пробирки внести растворы солей: в первую – хлорида железа(III), во вторую – сульфата алюминия. Добавить в каждую из пробирок растворы ацетата натрия и гидрофосфата натрия. Отметить цвета выпавших осадков.

В данном случае в растворах солей алюминия и железа (III), буферированных ацетатом натрия, получают средние фосфаты этих металлов, нерастворимые в уксусной кислоте. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Опыт 6. Гидролиз ортофосфатов

В три пробирки прилить немного раствора нейтрального лакмуса. Одну пробирку оставить как контрольную, во вторую добавить немного кристаллического фосфата натрия, в третью – столько же дигидрофосфата натрия. Содержимое второй и третьей пробирок тщательно размешать стеклянными палочками до полного растворения солей. Отметить изменение окраски лакмуса по сравнению с окраской в контрольной пробирке.

На увеличение концентрации каких ионов указывает изменение окраски лакмуса при растворении фосфата натрия и дигидрофосфата натрия? Написать уравнение ступенчатого гидролиза фосфата натрия в молекулярной и ионной форме. Рассчитать ступенчатые константы гидролиза.

Кислотность раствора NaH_2PO_4 обусловлена тем, что из двух реакций: $\text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ и $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{OH}^-$ первая – диссоциация H_2PO_4^- - иона – протекает более

интенсивно, чем гидролиз этого иона. Подтвердить это расчетом, используя константы диссоциации фосфорной кислоты.

УГЛЕРОД

☛ – опыт проводить под тягой

😊 – групповой опыт

Опыт 1. Адсорбционные свойства угля

а) *Адсорбция красящих веществ из раствора.* В пробирку до половины ее объема налить светло-розовый раствор фуксина. Внести в раствор немного активированного угля. Плотно закрыть пробирку пальцем и энергично встряхивать ее 2-3 минуты. Дать раствору отстояться и отметить его обесцвечивание.

б) *Адсорбция ионов из раствора.* В пробирку прилить ~1 мл очень разбавленного раствора нитрата свинца. Добавить к нему несколько капель разбавленного раствора иодида калия. Наблюдать выпадение осадка иодида свинца (пробирку с полученным осадком сохранить для сравнения). В другую пробирку налить того же раствора нитрата свинца и внести небольшое количество порошка активированного угля. Закрыв отверстие пробирки пальцем, энергично встряхивать ее 2-3 минуты. Отделить жидкость от угля путем фильтрования. Добавить к 1 мл фильтрата несколько капель раствора иодида калия. Описать наблюдаемое. Сравнить количество осадка иодида свинца, полученного в первом и втором случае. Чем объяснить различие? Составить уравнение реакции.

Опыт 2. Восстановительные свойства угля ☛ 😊

а) *Восстановление углем оксида меди.* На листке фильтровальной бумаги смешать один объем порошка оксида меди с двумя объемами порошка угля. Приготовленную смесь поместить в пробирку, которую укрепить в штативе горизонтально. Нагревать смесь пламенем спиртовки, наблюдая

сильное раскаливание смеси. По охлаждении пробирки высыпать ее содержимое на лист белой бумаги. Отметить цвет полученного продукта. Обратить внимание на блестящий красноватый налет, образовавшийся на стенках пробирки и объяснить его образование. Написать уравнение реакции.

б) *Восстановление углем серной кислоты.* В пробирку прилить немного концентрированной серной кислоты и поместить маленький кусочек угля, нагреть ее на спиртовке. Наблюдать выделение пузырьков газа. Написать уравнение реакции, учитывая, что углерод окисляется до диоксида углерода. Какое вещество восстановилось?

Опыт 3. Получение оксида углерода (II) и его горение ☞ 😊

В микроколбочку внести растворы концентрированной серной кислоты и муравьиной кислоты HCOOH . Микроколбочку закрыть пробкой с прямой газоотводной трубкой и укрепить в штативе вертикально. Подогреть смесь маленьким пламенем спиртовки и осторожно поджечь выделяющийся газ (смесь CO с воздухом взрывчата). Отметить цвет пламени. Написать уравнения реакций получения оксида углерода (II) и его горения.

Опыт 4. Восстановительные свойства оксида углерода (II) ☞ 😊

Приготовить раствор $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$, для чего в пробирку внести небольшое количество раствора нитрата серебра и 2 н раствора едкого натра. Выпавший осадок оксида серебра растворить в 25%-ном растворе аммиака.

Получить оксид углерода, как указано в опыте 3. Микроколбочку с реакционной смесью укрепить в штативе, закрыть пробкой с изогнутой газоотводной трубкой, конец которой опустить в пробирку с раствором комплексного соединения серебра. Реакционную смесь слегка подогреть и выделяющийся газ пропускать в раствор до выделения металлического серебра в коллоидном состоянии. Написать

уравнения реакций: а) получения оксида серебра взаимодействием нитрата серебра с едким натром, б) образования комплексного соединения серебра при взаимодействии оксида серебра с аммиаком, в) восстановления серебра из его комплексного соединения оксидом углерода (II).

Опыт 5. Получение диоксида углерода и его растворение в воде ☹️ 😊

В пробирку положить несколько кусочков мрамора. Укрепив пробирку в штативе вертикально, внести в нее соляной кислоты (1:1). Быстро закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Конец трубки опустить в пробирку с нейтральным раствором лакмуса и пропускать газ 2-3 минуты. Отметить изменение окраски лакмуса.

Описать проделанную работу. Написать схему равновесия, существующего в водном растворе диоксида углерода, а также выражения и числовые значения констант диссоциации угольной кислоты. Как сместится это равновесие при добавлении в раствор щелочи? Кислоты? Указать причину смещения равновесия в каждом случае.

Некоторые кислоты настолько безвредны, что мы их свободно поглощаем, - например, уксусная, лимонная и, особенно, угольная кислота, содержащаяся в минеральных водах, газированной воде. Кусочек лакмусовой бумаги, погруженный в газированную воду, покажет присутствие в ней кислоты. Если прокипятить немного газированной воды в пробирке и проверить ее при помощи лакмусовой бумаги, то лакмусовая бумага своего цвета не изменит.

Опыт 6. Малорастворимые карбонаты некоторых металлов

а) Получение карбонатов щелочноземельных металлов и их растворение в уксусной кислоте. В трех пробирках получить карбонаты кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с карбонатом натрия. Дать растворам отстояться и, слив надосадочную жидкость, добавить к осадкам немного уксусной кислоты. Что наблюдается? Отметить выпадение осадков, их цвет и растворение в уксусной

кислоте, сопровождающееся выделением газа. Написать уравнения всех протекающих реакций.

б) *Образование гидрокарбонатов некоторых металлов.* К растворам солей магния, кобальта и кадмия добавить столько же раствора карбоната натрия. Отметить выпадение осадков гидрокарбонатов указанных металлов и их цвет. Вследствие какой реакции произошло их образование? Написать соответствующие уравнения в молекулярной и ионной форме.

Опыт 9. Гидролиз карбоната и гидрокарбоната натрия

В две пробирки прилить нейтральный раствор лакмуса. В одну из пробирок добавить раствор карбоната натрия, в другую – такое же количество раствора гидрокарбоната натрия. Отметить различие в окраске лакмуса. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций гидролиза первой и второй соли. Рассчитайте константы гидролиза. В каком случае гидролиз протекает слабее?

Опыт 10. Влияние иона CO_3^{2-} на гидролиз некоторых солей

К раствору соли железа (III) добавить раствор карбоната натрия. Отметить выделение газа и образование осадка. Написать уравнения реакции полного гидролиза. Почему присутствие иона CO_3^{2-} приводит к усилению гидролиза солей Fe(III)?

Опыт 11. Термическое разложение карбонатов ☞ 😊

В две пробирки внести отдельно небольшие количества сухих солей: карбоната гидроксомеди (малахит) и карбоната кальция (порошок мела). Пробирку с солью меди укрепить в штативе в слегка наклонном положении отверстием вниз. Закрыть ее пробкой с изогнутой газоотводной трубкой, конец которой опустить в пробирку с известковой водой. Пробирку нагревать маленьким пламенем спиртовки. Что происходит с известковой водой? Чем объяснить это явление? Каков состав образовавшегося осадка? Написать уравнения реакций

разложения карбоната гидроксомеди при нагревании и взаимодействия выделяющегося газа с известковой водой.

Аналогичный опыт повторить с солью кальция. Прокаливание CaCO_3 вести более энергично и продолжительно. Наблюдать соответствующие явления. Отметить различие в термической устойчивости солей. Написать уравнения реакций.

Термическую неустойчивость карбонатов можно использовать для проведения занимательного опыта «Фараонова змея». Для этого на тарелку конусом насыпать песок, пропитанный этиловым спиртом. В верхней части конуса сделать углубление, в которое всыпать смесь ~2 г бикарбоната натрия и ~13 г сахарной пудры, предварительно хорошо растертой в фарфоровой ступке. Спирт поджечь и через некоторое время из конуса начнет выползать черная «змея», которая вспучивается углекислым газом, образованным при разложении бикарбоната натрия, и выталкивается парами воды и углекислого газа. Тело «змеи» непрочно – прикоснись к нему, и «змея» рассыплется. Чем дольше горит спирт, тем длиннее получается «змея».

КРЕМНИЙ

☞ – опыт проводить под тягой

☺ – групповой опыт

Опыт 1. Получение силицида магния, силана и кремния ☞

Положить на бумагу ☺ сколько микрошпателей диоксида кремния (кварцевый песок или силикагель) и несколько микрошпателей порошка магния, тщательно перемешать стеклянной палочкой и перенести смесь в цилиндрическую пробирку. Закрепить пробирку в штативе и нагреть сначала всю пробирку, а затем лишь ту ее часть, где находится смесь. Заметив сильное разогревание смеси (до красного каления), спиртовку отставить. После охлаждения пробирку поместить в фарфоровую ступку, разбить пестиком и вынуть спекшуюся массу. Приготовить тигелек с небольшим количеством раствора хлороводородной кислоты (1:1) и бросать в него небольшие кусочки полученной массы, состоящей из кремния, оксида магния и силицида магния. Отметить самовоспламенение выделяющегося при реакции силана, образование белого дыма (SiO_2) и цвет порошка кремния,

оставшегося на дне тигля. Написать уравнения реакций: а) восстановления диоксида кремния магнием с образованием силицида магния или кремния, б) взаимодействия силицида магния с хлороводородной кислотой, в) образования и горения силана.

Опыт 2. Получение кремниевой кислоты и силикагеля

В химический стаканчик налить концентрированный раствор силиката натрия (силикатный клей) и прибавить раствор разбавленной соляной кислоты. Наблюдать образование геля кремниевой кислоты. Написать уравнение реакции получения кремневой метакислоты H_2SiO_3 (данная формула является условной, действительный состав кремневых кислот более сложный и может быть выражен формулой $x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$).

Для получения силикагеля (диоксида кремния) хорошо промыть осадок кремниевой кислоты методом декантации, отфильтровать через бумажный фильтр, перенести в фарфоровую чашечку и высушить в сушильном шкафу при 150-200°C. Написать уравнение происходящей реакции.

Опыт 3. Адсорбирующие свойства силикагеля

Поместить в пробирку немного раствора сульфата тетраамминмеди(II). В раствор всыпать измельченный силикагель, полученный в предыдущем опыте, или растертые в ступке гранулы промышленного образца силикагеля. Закрыть пробирку пальцем и, энергично встряхивая, перемешать раствор. Наблюдать окрашивание силикагеля и ослабление окраски раствора вследствие адсорбции силикагелем ионов $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$. Дать раствору отстояться, слить его с силикагеля или удалить пипеткой. Силикагель промыть 2-3 раза дистиллированной водой, отметить его цвет. Добавить немного соляной кислоты. Наблюдать обесцвечивание силикагеля.

С чем связана хорошая адсорбционная способность силикагеля? Где это находит практическое применение?

Опыт 4. Соли кремниевой кислоты

а) Получение силиката натрия (растворимого стекла). Поставить тигель на фарфоровый треугольник, положить в него пинцетом кусочек едкого натра. Нагреть тигель до полного расплавления щелочи (т.пл. 323°C). В расплавленную массу внести немного прокаленного силикагеля и снова нагреть массу до полного расплавления. Чтобы убедиться, что получилась действительно соль кремневой кислоты, провести следующий опыт. Тигель охладить, прибавить в него немного дистиллированной воды и тщательно перемешать стеклянной палочкой. Небольшое количество полученного раствора перенести в пробирку, прибавить равный объем разбавленного раствора соляной кислоты и нагреть маленьким пламенем спиртовки. Отметить образование геля кремневой кислоты. Написать уравнение реакций получения силиката натрия и кремневой мета кислоты.

б) Получение малорастворимых солей кремневой кислоты. В четыре пробирки внести растворы солей: в первую – хлорида кальция, во вторую – нитрата кобальта, в третью – нитрата свинца и в четвертую – сульфата меди. Добавить в каждую пробирку раствор силиката натрия. Отметить цвета осадков. Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 4. Гидролиз силиката натрия

В две пробирки внести понемногу раствора силиката натрия. В одну из них добавить каплю фенолфталеина. Отметить появление окраски. На избыток какого иона это указывает? Во вторую пробирку добавить немного раствора хлорида аммония. Отметить наблюдаемое и объяснить различие в степени гидролиза силиката натрия в чистой воде и в присутствии хлорида аммония.

Написать молекулярные и ионные уравнения гидролиза для обоих случаев. Присутствие какого иона увеличило степень гидролиза во втором случае? Как уменьшить гидролиз силиката натрия?

БОР

☞ —опыт проводить под тягой

☺ — групповой опыт

Опыт 1. Получение борной ортокислоты ☞

В пробирку с небольшим количеством горячего насыщенного раствора буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ внести немного концентрированной H_2SO_4 . Отметить быстрое выпадение кристаллов ортоборной кислоты. Написать уравнение реакции получения борной кислоты из тетрабората натрия и серной кислоты. Солью какой кислоты является тетраборат натрия? Написать структурную формулу этой кислоты.

Опыт 2. Кислотные свойства борной ортокислоты

В трех пробирках с небольшим количеством дистиллированной воды растворить при нагревании по несколько кристалликов борной кислоты (растворимость в воде 4,7 г/100мл при 20°C и 19,1 г/100мл при 80°C). В одну из пробирок прибавить нейтрального лакмуса. Отметить изменение его окраски. В другую пробирку внести немного порошка (стружек) магния. Отметить выделение газа. В третью пробирку опустить полоску универсальной индикаторной бумаги и сравнить ее окраску с окраской эталонной шкалы. Сделать вывод о рН борной кислоты в полученном растворе.

Написать уравнения реакций: а) взаимодействия борной кислоты с магнием; б) диссоциации борной кислоты в) выражение и величину константы диссоциации борной кислоты по первой ступени.

Опыт 3. Характерные реакции борной кислоты ☞

а) *Окрашивание пламени.* Накалить в пламени спиртовки нихромовую проволочку, опустить ее в порошок борной кислоты (т.пл. 171°C) и вновь внести в пламя (у края внешнего конуса). Какую окраску пламени придает борная кислота?

б) *Получение и горение борноглицеринового эфира.* В ушко нихромовой проволоочки взять несколько кристалликов борной кислоты, смочить ее каплей концентрированной серной кислоты и каплей глицерина. Внести в пламя спиртовки. Наблюдать интенсивно зеленое окрашивание пламени.

Написать уравнения: а) образования борной кислоты; б) получения глицеринового эфира взаимодействием глицерина и борной кислоты.

Опыт 4. Получение борного ангидрида

Металлическую пластинку (железную или алюминиевую) укрепить в зажиме штатива. На край ее положить немного борной кислоты. Маленьким пламенем спиртовки нагреть пластинку до обезвоживания борной кислоты и прекращения вспучивания массы. Полученный стекловидный расплав поддеть стеклянной палочкой и потянуть. Наблюдать вязкость борного ангидрида (т.пл. 450°C). Отставить спиртовку. Дать железной пластинке охладиться и снять с нее полученный борный ангидрид. Перенести его в пробирку и растворить в небольшом количестве воды. Опустить в раствор синюю лакмусовую бумажку. Наблюдать ее покраснение. Измерить pH полученного раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги.

Написать уравнение разложения борной кислоты. Написать уравнение реакции взаимодействия борного ангидрида с водой.

Опыт 5. Гидролиз тетрабората натрия

В пробирку с нейтральным раствором лакмуса добавить раствор буры. Как изменилась окраска лакмуса? Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции ступенчатого гидролиза тетрабората натрия, учитывая, что в результате первой ступени гидролиза образуется борная ортокислота и метаборат натрия NaBO_2 и по второй ступени – борная ортокислота и едкий натр.

Опыт 6. Получение малорастворимых боратов

В три пробирки внести понемногу насыщенного раствора буры и добавить понемногу растворов: в первую – нитрата серебра, во вторую – сульфата меди, в третью – сульфата алюминия. Отметить цвета выпавших осадков.

Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что во всех реакциях участвует вода и получается борная ортокислота: выпадающие осадки представляют собой в первой пробирке - метаборат серебра, во второй – основную соль меди CuOHBO_2 (метаборат гидроксомеди), в третьей пробирке – гидроксид алюминия. Почему в двух последних случаях не получились средние соли – борат меди и борат алюминия? Ответ объяснить, написав уравнения соответствующих реакций.

Опыт 7. Получение перлов буры

Борнокислые соли некоторых металлов характерно окрашены, и их растворы в расплавленной буре после охлаждения образуют цветные стекла, которые называют перлами. На этом свойстве буры основано ее применение при производстве легкоплавкой глазури для фаянсовых и фарфоровых изделий для чугунной посуды (эмаль) и специальных сортов стекла. Цвет перла зависит от того, в окислительном (верхняя зона пламени) или восстановительном пламени (нижняя и средняя зона) он был получен, а также от того, горячий перл или остывший. На интенсивность окраски и цвет перла также влияет количество металла, который в нем содержится.

а) Получение перла $\text{Co}(\text{BO}_2)_2$. Несколько кристалликов буры положить на предметное стекло и рядом на некотором расстоянии немного растертого в порошок нитрата кобальта. Нагреть в пламени спиртовки нихромовую проволочку с ушком на конце и коснуться ею кристалликов буры. Снова нагреть проволочку с кристалликами буры до сплавления их в прозрачную стекловидную массу (т.пл. буры 741°C). Слегка охлажденной каплей осторожно коснуться порошка нитрата кобальта, чтобы захватить очень малое количество соли. Затем снова нагреть проволочку в пламени спиртовки до получения однородной массы. Охладить перл и отметить его окраску.

Написать уравнения реакции разложения тетрабората натрия на метаборат натрия и борный ангидрид и

взаимодействия борного ангидрида с нитратом кобальта, протекающего с образованием метабората кобальта и оксида азота (V). Написать общее уравнение реакции взаимодействия буры с нитратом кобальта.

После опыта нихромовую проволочку следует очистить, для чего легким постукиванием раздробить перл, промыть в соляной кислоте и прокалить проволочку в пламени спиртовки.

б) *Получение перла $\text{Cr}(\text{BO}_2)_3$.* Повторить предыдущий опыт, заменив нитрат кобальта сульфатом хрома. Охладить перл и отметить его окраску.

Написать уравнения реакций: разложения тетрабората натрия и взаимодействия борного ангидрида с сульфатом хрома. Написать общее уравнение реакции взаимодействия сульфата хрома с бурой. Очистить проволочку, как указано выше.

ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ



—опыт проводить под тягой



- групповой опыт

Все опыты с щелочными металлами проводить с использованием средств индивидуальной защиты (перчатки, очки или маска). Остатки металлов после опыта растворить в этаноле и вылить в канализацию.

Опыт 1. Взаимодействие лития и натрия с водой

Налить в кристаллизатор дистиллированной воды. Осторожно пинцетом извлечь кусочек металлического натрия из банки, где он хранится под слоем керосина, поместить на фильтровальную бумагу, отрезать скальпелем небольшой кусочек и очистить его поверхность от «корочки». (Каков ее возможный состав?) Поместить кусочек металлического натрия в кристаллизатор с водой. Что наблюдается? Почему? Доказать образование щелочи в растворе, добавив в него каплю фенолфталеина.

Аналогичный опыт проделать с металлическим литием. Написать уравнения реакций взаимодействия лития и натрия с

водой. Сравнить и теоретически обосновать различие в химической активности этих металлов.

Опыт 2. Пероксид натрия

а) Взаимодействие пероксида натрия с водой

В пробирку внести немного порошка пероксида натрия, добавить дистиллированной воды и размешать стеклянной палочкой. Доказать присутствие в полученном растворе щелочи, добавив в него одну каплю раствора фенолфталеина.

Написать уравнения реакции взаимодействия пероксида натрия с водой.

б) Окислительные свойства пероксида натрия

Внести в тигель 3 микрошпателя пероксида натрия, 2 микрошпателя соды и немного (на кончике микрошпателя) растертого в порошок сульфата хрома. Смесь тщательно перемешать стеклянной палочкой, нагреть тигель на спиртовке до сплавления смеси. Охладить тигель на воздухе, добавить в него дистиллированной воды, перемешать стеклянной палочкой содержимое тигля, дать смеси отстояться и перелить раствор в пробирку. Отметить цвет образовавшегося раствора.

Написать уравнение реакции взаимодействия пероксида натрия с сульфатом хрома в присутствии карбоната натрия, учитывая, что при этом выделяется диоксид углерода.

в) Восстановительные свойства пероксида натрия

Внести в пробирку раствор перманганата калия, добавить немного порошка пероксида натрия и все перемешать. Отметить выделение газа и появление бурого осадка.

Написать уравнение реакции.

Опыт 3. Карбонат и гидрокарбонат натрия

а) Реакция среды в растворе карбоната и гидроксида натрия

Внести в три пробирки немного дистиллированной воды. В каждую из них прибавить такое же количество нейтрального раствора лакмуса. В одну пробирку внести небольшое количество кристаллов карбоната натрия, в другую – такое же

количество гидрокарбоната натрия. Третью пробирку оставить для сравнения. Перемешать растворы стеклянной палочкой. Сравнить окраску лакмуса в растворах солей с его окраской в третьей пробирке. Все три пробирки сохранить в качестве контрольных для следующего опыта.

Какая среда и почему в растворе карбоната натрия? в растворе гидрокарбоната натрия? Написать ионные и молекулярные уравнения реакций.

б) Термическое разложение гидрокарбоната натрия 🗨

Поместить в тигель немного порошка гидрокарбоната натрия, поставить тигель на спиртовку и прокалывать содержимое в течение 10-15 минут. Охладить тигель на воздухе, внести в него дистиллированной воды, перемешать стеклянной палочкой и налить раствор в две пробирки. Доказать, что в растворе находится соль угольной кислоты. Для этого в одну из пробирок добавить раствор соляной кислоты. Какой газ выделяется? В другую пробирку к полученному раствору прибавить такое же количество нейтрального лакмуса. Сравнить окраску лакмуса в данном растворе с окраской растворов в контрольных пробирках, оставшихся после предыдущего опыта. По окраске лакмуса определить, какая соль находится в растворе –карбонат натрия или гидрокарбонат?

Написать уравнение реакции разложения гидрокарбоната натрия при нагревании, которая применяется в промышленном способе получения кальцинированной соды.

Опыт 3. Малорастворимые соли щелочных металлов

а) Микрокристаллоскопическая реакция на ион калия (получение кристаллов $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$)

На предметное стекло поместить по одной капле исследуемого раствора соли калия и раствора гидротартрата натрия $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$. Появление осадка можно ускорить потиранием стеклянной палочкой. Написать уравнение реакции. Эту реакцию необходимо проводить при $\text{pH} \approx 7$ (почему?), на холоду и при достаточно большой концентрации ионов K^+ в

растворе. Рассмотреть под микроскопом и зарисовать форму образующихся кристаллов.

б) Реакция на ион калия (получение осадка $K_2Na[Co(NO_2)_6]$)

К раствору соли калия прибавляют раствор реагента $Na_3[Co(NO_2)_6]$ и, если осадок не выпадает, дают постоять. Образуется хорошо различимый осадок ярко-желтого цвета. Написать уравнение реакции. Реакция среды для проведения этой реакции должна быть близка к нейтральной (почему?).

в) Получение карбоната лития

Внести в пробирку немного раствора соли лития и добавить равный объем раствора карбоната натрия. Поместить пробирку в нагретую до кипения водяную баню и наблюдать вначале помутнение, а затем выпадение мелких кристаллов карбоната лития (растворимость Li_2CO_3 в воде: 1,5 г/100 г при 0°C, 0,83 г /100 г при 75°C). Написать уравнение реакции.

Опыт 4. Окрашивание пламени солями щелочных металлов ☞

Нихромовой проволочкой взять несколько кристаллов хлорида калия и внести в пламя горелки. Отметить цвет пламени. Обусловленный ничтожными примесями солей натрия желтый цвет часто маскирует фиолетовое пламя калия. В этом случае следует рассматривать пламя через синий фильтр или стеклянную призму с раствором синего индиго, полностью поглощающего желтые лучи.

Опыт повторить с хлоридом лития и хлоридом натрия. Перед каждым опытом проволочку следует очищать, погружая ее в концентрированную соляную кислоту и прокаливая в пламени спиртовки.

БЕРИЛЛИЙ. МАГНИЙ. ЩЕЛОЧНОЗЕМЕЛЬНЫЕ МЕТАЛЛЫ

☞ —опыт проводить под тягой



— групповой опыт

Опыт 1. Гидроксид бериллия и его свойства

В две пробирки внести раствор соли бериллия. В каждую пробирку добавить раствор щелочи до образования осадка гидроксида бериллия. Испытать отношение полученного гидроксида бериллия к соляной кислоте и к избытку раствора щелочи.

Сделать вывод о свойствах гидроксида бериллия и написать схему равновесия его диссоциации. Написать уравнения реакций: получения гидроксида бериллия и его взаимодействия с кислотой и щелочью.

Опыт 2. Гидролиз солей бериллия

К раствору нейтрального лакмуса прибавить такой же объем раствора хлорида бериллия. Как изменилась окраска лакмуса? Почему?

Написать уравнение соответствующей реакции.

Опыт 3. Взаимодействие магния с водой

В пробирку с дистиллированной водой внести не большое количество магниевой стружки. Отметить отсутствие реакции при комнатной температуре. Нагреть пробирку. Что наблюдается? Прибавить к полученному раствору одну каплю фенолфталеина. На образование каких ионов в растворе указывает появление окраски фенолфталеина? Описать наблюдаемое. Написать уравнение реакции взаимодействия магния с водой при нагревании.

Опыт 4. Взаимодействие магния с кислотами

В две пробирки внести по небольшому кусочку магниевой стружки. В одну пробирку добавить немного 2 н раствора соляной кислоты, в другую – такое же количество 2 н раствора азотной кислоты.

Что происходит с магнием? Какой газ выделяется: а) при взаимодействии магния с соляной кислотой; б) с азотной кислотой? Написать уравнения реакций.

Опыт 5. Получение оксида магния и его взаимодействие с водой

Взять пинцетом немного магниевой ленты или поместить в железную ложечку немного магниевой стружки и поджечь в пламени спиртовки. При горении магния излучается ослепительно-белый свет со значительной долей УФ-лучей (в прошлом яркие магниевые вспышки использовали в фотографии). Для защиты глаз необходимо использовать темные очки! Как только магний загорится, вынуть его из пламени и держать над тиглем. Прибавить к содержимому тигля немного дистиллированной воды, размешать все стеклянной палочкой и перелить содержимое в пробирку. Почему жидкость мутная? Доказать образование в растворе $\text{Mg}(\text{OH})_2$, добавив одну каплю фенолфталеина.

Написать уравнения реакций: образования оксида магния (жженная магnezия) при его горении и взаимодействия оксида магния с водой.

Опыт 6. Получение гидроксида магния и его растворение в кислоте и в солях аммония

Внести в две пробирки небольшое количество раствора соли магния и в каждую из них добавить понемногу раствора едкого натра. В одну из пробирок, помешивая содержимое стеклянной палочкой, прибавить 2 н раствор соляной кислоты до полного растворения осадка. Прибавляя кислоту, отсчитывать число добавляемых капель. В другой пробирке таким же способом (помешивая стеклянной палочкой и считая добавляемые капли) растворить осадок гидроксида магния в 2 н растворе хлорида аммония. В каком случае для растворения осадка потребовалось большее количество реактива?

Написать уравнения реакций: получения гидроксида магния и его растворения в кислоте и в растворе соли аммония.

Пользуясь правилом произведения растворимости, объяснить растворение гидроксида магния в хлориде аммония и в соляной кислоте. В каком реактиве растворение гидроксида

магния идет легче: в соляной кислоте или в растворе хлорида аммония? Почему? Растворится ли гидроксид магния при добавлении: а) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; б) KCl ?

Опыт 7. Некоторые малорастворимые соли магния

а) Получение карбоната гидроксомагния

В пробирку к раствору соли магния добавить раствор соды до образования осадка карбоната гидроксомагния. Отметить выделение газа. Испытать отношение осадка основной соли магния к соляной кислоте.

Написать уравнения реакций получения карбоната гидроксомагния и его растворения в кислоте.

б) Микрокристаллоскопическая реакция получения фосфата магния-аммония

Поместить на предметное стекло одну каплю раствора соли магния. Добавить к ней одну каплю 1 н раствора аммиака, насыщенного хлоридом аммония и перемешать все стеклянной палочкой. Полученный раствор должен быть прозрачным. Внести в него палочкой кристаллик гидрофосфата натрия. Рассмотреть образовавшиеся кристаллы двойной соли $\text{MgNH}_4\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ в микроскоп. Зарисовать форму полученных кристаллов. Добавить к кристаллам полученной соли на стекле одну каплю соляной кислоты. Наблюдать растворение осадка. Написать уравнение реакции. Описать проделанную работу.

Опыт 8. Взаимодействие кальция с водой ☞ 😊

Кальций, как и щелочные металлы, хранят в закрытых банках под слоем минерального масла, но в отличие, от щелочных металлов, кальций не режется ножом, и для его измельчения можно использовать кусачки, молоток. При этом следует использовать защитную маску или очки.

Налить в кристаллизатор дистиллированной воды и внести в нее пинцетом маленький кусочек металлического кальция. Что наблюдается? Отличается ли реакция от аналогичных с участием натрия, лития, магния? Почему? Почему вода после реакции с кальцием становится мутной?

Доказать образование щелочи в растворе, добавив в него каплю фенолфталеина. Что наблюдается? Почему?

Написать уравнение реакции взаимодействия кальция с водой. Указать окислитель и восстановитель.

Опыт 9. Получение оксида и гидроксида кальция

Поместить в пробирку кусочек мрамора и добавить к нему несколько капель воды. Наблюдаются ли какие-либо изменения? Внести в пробирку одну каплю фенолфталеина. Появляется ли красная окраска?

Второй кусочек мрамора поместить в сухой тигель и поставить прокалывать в горячую муфельную печь (температура около 900°C). Через 20-25 минут тигельными щипцами перенести тигель в эксикатор и охладить его там до комнатной температуры. После охлаждения вынуть тигель и полученный оксид кальция смочить дистиллированной водой. Что наблюдается? Добавить в тигель еще воды, размешать образовавшийся гидроксид кальция и дать осадку отстояться. Немного полученного раствора перенести пипеткой в пробирку и добавить одну каплю фенолфталеина. Что наблюдается? Растворим ли гидроксид кальция в воде?

Написать уравнения реакций: разложения карбоната кальция при нагревании и взаимодействия оксида кальция с водой. Как называют раствор гидроксида кальция в воде?

Опыт 10. Карбонат и гидрокарбонат кальция ☹️ 😊

а) Получение карбоната и гидрокарбоната кальция

Наполнить пробирку на $\frac{1}{2}$ ее объема известковой водой и пропускать в нее диоксид углерода из аппарата Киппа. Отметить появление осадка карбоната кальция. Продолжать пропускать диоксид углерода до растворения осадка, которое происходит вследствие образования растворимого гидрокарбоната. Как называется вода, содержащая эту соль? Раствор сохранить для следующего опыта.

Отметить наблюдаемые явления и написать уравнения реакций: образования карбоната кальция при взаимодействии диоксида углерода с известковой водой и растворения карбоната кальция под действием диоксида углерода и воды с образованием гидрокарбоната.

б) Устранение карбонатной «временной» жесткости воды

Разделить полученный ранее раствор гидрокарбоната на две порции. Половину раствора кипятить до образования осадка карбоната кальция. Во второй порции раствора получить тот же осадок, добавив к нему раствор едкого натра. Отметить все наблюдаемое и написать уравнения реакций: разрушения гидрокарбоната при кипячении и при взаимодействии со щелочью.

Опыт 11. Карбонаты щелочноземельных металлов

Получить осадки карбонатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором карбоната натрия. Испытать отношение полученных карбонатов к соляной кислоте, добавляя ее по каплям. Написать уравнения протекающих реакций. Отметить растворимость карбонатов в кислоте.

Опыт 12. Сульфаты щелочноземельных металлов

а) Получение сульфатов кальция, стронция и бария

В три пробирки внести понемногу растворов солей: в первую – соли кальция, во вторую – стронция, в третью – бария. В каждую пробирку добавить раствор сульфата натрия. Что наблюдается? Отметить различную скорость образования осадков сульфата бария и сульфата кальция. Чем это объясняется? Испытать действие соляной кислоты на полученные сульфаты.

Написать уравнения реакций образования сульфатов кальция, стронция, бария и выражения произведения растворимости сульфата и карбоната бария. Объяснить, пользуясь правилом произведения растворимости, почему

карбонат бария растворяется в разбавленной HCl , а его сульфат не растворяется.

б) Сравнительная растворимость сульфата и карбоната кальция

Получить сульфат кальция, добавив к раствору хлорида кальция раствор сульфата натрия. Дать раствору отстояться и пипеткой перенести часть его в чистую пробирку. Убедитесь в полноте осаждения, добавив еще одну каплю раствора сульфата натрия. В полученный прозрачный раствор внести несколько капель раствора карбоната натрия. Что наблюдается?

Пользуясь величинами произведения растворимости, объяснить, почему раствор, после того как из него выпал осадок CaSO_4 , снова образует осадок при добавлении ионов CO_3^{2-} .

в) Микрориспаллоскопическая реакция получения гипса

Поместить каплю раствора хлорида кальция на предметное стекло. Прибавить каплю разбавленного раствора серной кислоты и, дождавшись помутнения раствора, рассмотреть образовавшиеся кристаллы $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ под микроскопом. Зарисовать их. Написать молекулярное и ионное уравнения реакции.

Опыт 13. Оксалаты щелочноземельных металлов

Получить осадки оксалатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором оксалата аммония. Испытать действие соляной кислоты на осадки оксалатов.

Написать уравнения реакций: образования оксалатов щелочноземельных металлов и их растворения в HCl .

Опыт 14. Хроматы щелочноземельных металлов

В три пробирки внести небольшое количество растворов солей кальция, стронция и бария. В каждую из них добавить раствор хромата калия. Хроматы каких металлов выпадают в осадок? Отметить их цвет. Испытать действие уксусной кислоты на осадки хроматов.

Вновь получить осадок хромата бария и испытать действие на него соляной кислоты. Что наблюдается?

Написать уравнения реакций получения хроматов бария, стронция и кальция и их растворения в кислоте. Объяснить, почему хромат стронция растворяется в уксусной кислоте, а хромат бария почти нерастворим в ней, но растворяется в соляной кислоте.

Опыт 15. Окрашивание пламени солями щелочноземельных металлов

Очищенной нихромовой проволочкой взять несколько кристаллов хлорида бария и внести в пламя спиртовки. Отметить цвет пламени. Опыт повторить с хлоридом стронция и хлоридом кальция. Перед каждым опытом проволочку промыть концентрированной HCl и прокалить. Описать наблюдаемые явления.

АЛЮМИНИЙ



—опыт проводить под тягой



— групповой опыт

Опыт 1. Растворение алюминия в кислотах

а) Взаимодействие алюминия с разбавленными кислотами

В три пробирки внести небольшое количество 2 н растворов кислот: соляной, серной и азотной. В каждую пробирку опустить по маленькому кусочку алюминия (лист). Во всех ли случаях реакция протекает на холоду? Нагреть пробирки на водяной бане. Что наблюдается?

Написать уравнения реакций. Какой газ выделяется при взаимодействии алюминия с разбавленной азотной кислотой? С разбавленными серной и соляной кислотами?

б) Взаимодействие алюминия с концентрированными кислотами

Проделать опыт, аналогично опыту 1а, заменив разбавленные кислоты концентрированными: соляной

(плотность 1,19 г/мл), серной (плотность 1,84 г/мл), азотной (плотность 1,40 г/мл). Как протекают реакции на холоду? С какой кислотой алюминий не реагирует? Почему? Нагреть пробирки. Отметить наблюдаемые явления. Влияет ли изменение концентрации соляной кислоты на характер ее взаимодействия с алюминием?

Написать уравнения реакций, учитывая, что при нагревании азотная кислота восстанавливается в основном до диоксида азота, а серная до сернистого газа на холоду и частично до свободной серы при нагревании.

в) Пассивация алюминия

В пробирку с раствором соляной кислоты (5-8 капель) опустить полоску алюминиевого листа. Наблюдать выделение водорода. Вынуть алюминий из пробирки, ополоснуть водой и опустить в раствор концентрированной азотной кислоты на 2-3 мин. Вынуть, ополоснуть водой и снова опустить в пробирку с соляной кислотой. Выделяется ли водород? Растворяется ли алюминий? Что произошло с алюминием?

Опыт 2. Взаимодействие алюминия со щелочами

Внести в пробирку полоску алюминиевого листа и добавить немного воды. Нагреть пробирку на водяной бане. Наблюдается ли выделение водорода? Добавить в пробирку немного 2 н раствора едкого натра. Что наблюдается?

Отсутствие реакции алюминия с водой объясняется наличием на его поверхности плотной оксидной пленки, которая затрудняет доступ водородных ионов к поверхности металла. Добавленная щелочь растворяет оксидную пленку и создает возможность непосредственного взаимодействия алюминия с водой. Написать уравнения реакций.

Опыт 3. Взаимодействие амальгамированного алюминия с водой

При взаимодействии алюминия с солью ртути на поверхности металла образуется амальгама. Вследствие этого

нарушается плотная структура защитной пленки, что дает возможность металлу проявить свою химическую активность. Алюминий начинает энергично реагировать с водой.

Полоску алюминия очистить наждачной бумагой, промыть водой, высушить фильтровальной бумагой и опустить в пробирку с дистиллированной водой. Выделяется ли водород? Осторожно потереть поверхность алюминиевой полоски стеклянной палочкой. Заметно ли выделение газа?

Вынуть из пробирки алюминий, вытереть его досуха, положить на кусочек фильтровальной бумаги, капнуть несколько капель раствора нитрата ртути (II). Через 2-3 мин. высушить алюминий фильтровальной бумагой и снова опустить в пробирку с дистиллированной водой. Что наблюдается? Потереть поверхность алюминия стеклянной палочкой. Что наблюдается?

Написать уравнения реакций: взаимодействия алюминия с нитратом ртути (II), взаимодействия алюминия с водой.

Опыт 4. Влияние хлорид-иона на коррозию алюминия

Хлорид-ион является сильным активатором коррозии. Его присутствие в растворе способствует разрушению защитной пленки оксида алюминия, вследствие чего коррозия усиливается.

В две пробирки поместить по кусочку алюминиевого листа и добавить в одну из них раствор сульфата меди, а в другую – столько же раствора хлорида меди. Отметить различный результат в обоих случаях. Написать уравнение реакции.

Опыт 5. Взаимодействие алюминия с неметаллами ☞ 😊

а) Взаимодействие алюминия с йодом

В тигелек или фарфоровую чашечку поместить по одному микрошпателью мелко растертого йода и порошка алюминия. Тщательно перемешать стеклянной палочкой. К смеси добавить несколько капель горячей дистиллированной

воды. Отметить появление паров йода и тепловой эффект реакции.

Написать уравнение реакции и объяснить каталитическое действие воды на ход реакции.

б) Взаимодействие алюминия с серой

Два микрошпателя порошка алюминия и вдвое большее количество растертой в порошок серы тщательно перемешать на кусочке фильтровальной бумаги. Приготовленную смесь перенести на асбестированную сетку, помещенную на кольцо штатива. Пламенем спиртовки нагреть сетку снизу, в том месте, где находится смесь. Во время нагревания смесь перемешивать стеклянной палочкой. Наблюдающиеся небольшие вспышки объясняются экзотермичностью процесса соединения алюминия с серой. Когда реакция закончится (вспышки прекратятся), спиртовку отставить. После охлаждения полученного сульфида алюминия перенести его с сетки в пробирку и сохранить для последующего опыта.

Написать уравнение реакции получения сульфида алюминия.

Опыт 6. Гидроксид алюминия и его свойства

В две пробирки внести раствор соли алюминия и 2 н раствор едкого натра до образования осадка гидроксида алюминия. В одну пробирку к полученному осадку прибавить 2 н раствор соляной кислоты, в другую – столько же 2 н раствора едкого натра. Что происходит в обоих случаях? Сделать вывод о свойствах гидроксида алюминия.

Написать уравнения реакций: получения гидроксида алюминия и его взаимодействия с соляной кислотой и едким натром. Указать названия полученных соединений алюминия. Написать схему равновесия диссоциации гидроксида алюминия в водных растворах. Как изменяется концентрация ионов Al^{3+} и $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ при добавлении кислоты? При добавлении щелочи?

Опыт 7. Гидролиз солей алюминия

а) Гидролиз сульфата алюминия

В пробирку внести раствор нейтрального лакмуса и прибавить к нему раствор сульфата алюминия. Отметить, как изменилась окраска лакмуса и объяснить причину этого изменения.

Написать в молекулярном и ионном виде уравнение реакции ступенчатого гидролиза сульфата алюминия. Почему гидролиз этой соли не протекает до конца? Как можно уменьшить степень гидролиза этой соли?

б) Гидролиз сульфида алюминия

В пробирку с полученным ранее сульфидом алюминия добавить воды. Наблюдать выделение газа. Определить по запаху, какой газ выделяется? Какое соединение алюминия при этом получилось?

Написать в молекулярной и ионной форме уравнение реакции взаимодействия сульфида алюминия с водой. Объяснить, почему в данном случае гидролиз протекает необратимо.

в) Совместный гидролиз сульфата алюминия и сульфида аммония

Внести в пробирку раствор сульфата алюминия и добавить столько же раствора сульфида аммония. Отметить, выпадение осадка гидроксида алюминия и выделение сероводорода.

Написать уравнение реакции совместного гидролиза двух солей. Почему в данном случае гидролиз протекает до конца? Произойдет ли в водном растворе аналогичная реакция, если сульфид аммония заменить сульфидом натрия? Возможно ли реакцией обмена между двумя соответствующими солями в водном растворе получить карбонат алюминия?

ОЛОВО. СВИНЕЦ

☞ – опыт проводить под тягой

😊 – групповой опыт

Опыт 1. Восстановление олова (II) из раствора

В пробирку внести раствор хлорида олова (II). Опустить в него маленький кусочек цинка. Отметить выделение металлического олова на поверхности цинка («дерево Юпитера»). Написать уравнение реакции.

Опыт 2. Взаимодействие олова с кислотами

а) Действие на олово разбавленных кислот

В три пробирки положить по маленькому кусочку металлического олова. В каждую из пробирок добавить понемногу 2 н растворов кислот: соляной, серной, азотной. Отметить медленное взаимодействие на холоду. Нагреть пробирки на водяной бане или на маленьком пламени спиртовки. Наблюдать выделение газа.

Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что олово окисляется во всех случаях до Sn(II) .

б) Действие на олово концентрированных кислот ☞

Растворы разбавленных кислот осторожно слить с олова, промыть его водой и в каждую пробирку добавить концентрированных кислот: в первую – соляной, во вторую – серной, в третью – азотной. Как идут реакции на холоду? Нагреть пробирки. Отметить течение реакций при нагревании.

Написать уравнения протекающих реакций, учитывая что при взаимодействии с концентрированной серной кислотой олово окисляется до Sn(IV) , а серная кислота восстанавливается до SO_2 ; при взаимодействии олова с концентрированной азотной кислотой образуется белый осадок β -оловянной кислоты, а (азотная кислота восстанавливается при этом главным образом до NO_2).

Опыт 3. Гидроксид олова (II) и его свойства

В две пробирки внести раствор хлорида олова. В каждую пробирку добавить 2 н раствора едкого натра до образования осадка, избегая избытка. К полученному гидроксиду олова добавить: в первую пробирку – 2 н раствор хлороводородной кислоты, во вторую – столько же 2 н раствора едкого натра. Растворы размешать стеклянной палочкой или осторожно встряхивать пробирки в обоих случаях до растворения осадков. Отметить наблюдаемые явления и сделать вывод о свойствах гидроксида олова (II).

Написать уравнения реакций: получения гидроксида и его взаимодействия с кислотой и щелочью. Какие ионы олова находятся преимущественно в растворе при $\text{pH} < 7$? При $\text{pH} > 7$.

Опыт 4. Гидролиз хлорида олова (II)

Налить в пробирку немного воды и поместить в нее 2-3 кристаллика хлорида олова (II). Размешать содержимое стеклянной палочкой до полного растворения кристаллов. К полученному прозрачному раствору добавить еще немного воды. Отметить образование осадка хлорида гидроксоолова (II). Прибавлением какого реактива можно уменьшить гидролиз хлорида олова? Проверить свое заключение опытом. Что наблюдается?

Написать уравнения всех протекающих реакций. Объяснить влияние добавления воды и кислоты на степень гидролиза этой соли.

Опыт 5. Восстановительные свойства соединений олова (II)

а) Восстановление перманганата калия

В пробирку с раствором перманганата калия добавить 2 н раствора серной кислоты и раствор соли олова (II). Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

б) Восстановление бихромата калия

К раствору соли олова (II) добавить серной кислоты. К полученному раствору по каплям прибавлять бихромат калия. Наблюдать появление зеленой окраски вследствие восстановления иона $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ в ион Cr^{3+} . Написать уравнение реакции.

в) Восстановление хлорида железа (III)

В две пробирки внести растворы хлорида железа (III) и гесацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (реактив на ион Fe^{2+}). В обе пробирки добавить воды. Отметить окраску полученных растворов. Одну пробирку сохранить для сравнения, в другую добавить раствор соли олова (II) и наблюдать в ней появление синей окраски. Почему нет синей окраски в первой пробирке?

Написать уравнения протекающей окислительно-восстановительной реакции и реакции образования турнбулевой сини.

Опыт 6. Восстановление свинца(II) из раствора

В пробирку поместить кусочек цинка и прибавить немного раствора нитрата или ацетата свинца. Наблюдать выделение свинца в виде блестящих кристаллов («дерево Сатурна»).

Написать уравнение реакции и рассчитать ее ЭДС. Какими металлами можно заменить в этом опыте цинк?

Опыт 7. Взаимодействие свинца с кислотами

а) Действие на свинец разбавленных кислот

В три пробирки поместить по маленькому кусочку свинца и прилить 2 н растворов кислот: в первую – соляной, во вторую – серной, в третью – азотной. Нагреть пробирки маленьким пламенем спиртовки. Во всех ли пробирках протекает реакция? По охлаждении растворов в каждую пробирку внести раствор иодида калия. Что наблюдается? На основании опыта сделать вывод, в какой из взятых кислот свинец растворяется лучше. Объяснить причину различного отношения свинца к этим кислотам.

Написать уравнения реакций, учитывая, что при взаимодействии свинца с разбавленной азотной кислотой выделяется преимущественно NO.

б) Действие на свинец концентрированных кислот ●

Осторожно слить растворы кислот из всех пробирок, ополоснуть свинец водой и подействовать на него конц. кислотами: соляной (плотность 1,19 г/мл), серной (плотность 1,84 г/мл) и азотной (плотность 1,4 г/мл). Отметить, как протекают реакции на холоду. Нагреть пробирки. Что наблюдается?

По охлаждении растворов добавить к ним немного воды и раствор иодида калия. Сделать вывод, в какой из кислот свинец наиболее растворим.

Отметить образование NO₂ при взаимодействии свинца с конц. азотной кислотой и SO₂ при взаимодействии с конц. серной кислотой. Написать уравнения соответствующих реакций, учитывая, что свинец во всех случаях окисляется до Pb(II), давая с конц. серной кислотой Pb(HSO₄)₂. Какое соединение свинца получается при взаимодействии с азотной кислотой? Влияет ли на характер реакции концентрация соляной кислоты?

Опыт 8. Гидроксид свинца(II) и его свойства

В две пробирки поместить раствор соли свинца и добавить в каждую по несколько капель 2 н раствора едкого натра до выпадения осадка. Исследовать свойства полученного гидроксида свинца, добавив в одну пробирку 2 н раствора азотной кислоты, в другую – 2 н раствора едкого натра. Размешать растворы стеклянной палочкой или осторожно встряхивать пробирки до растворения осадков в обоих случаях.

На основании результатов опыта сделать вывод о свойствах гидроксида свинца, его диссоциации и растворении в кислоте и щелочи. Почему в данном опыте следует пользоваться азотной кислотой, а не соляной или серной?

Опыт 9. Получение некоторых малорастворимых солей свинца

В четыре пробирки отдельно внести: 2 н раствор серной кислоты, 2 н раствор соляной кислоты, раствор иодида калия, сероводородную воду. В каждую пробирку добавить раствор нитрата свинца. Отметить образование осадков и их цвет. Во все пробирки добавить немного воды и нагреть на водяной бане. Отметить растворение хлорида и иодида свинца при нагревании. Опустить пробирки с раствором в стакан с холодной водой и после охлаждения наблюдать снова образование осадков хлорида и иодида свинца. Растворяются ли при нагревании сульфат и сульфид свинца? Написать уравнения всех протекающих реакций.

Опыт 10. Гидролиз солей свинца

Опустить в пробирку небольшое количество кристаллического нитрата свинца и добавить воды. Размешать содержимое стеклянной палочкой до полного растворения кристаллов и опустить в раствор синюю лакмусовую бумажку. Что наблюдается? Какая среда в растворе нитрата свинца? Нагреть слегка раствор и, добавив к нему такой же объем раствора карбоната натрия, снова нагреть. Наблюдать выпадение осадка карбоната гидроксосвинца $(PbOH)_2CO_3$. В какой кислоте можно растворить полученную соль? Проверить свое заключение опытом.

Объяснить все наблюдаемые явления. Написать уравнение реакции гидролиза нитрата свинца по первой ступени. Как влияет добавление карбоната натрия на этот процесс? Написать уравнение реакции совместного гидролиза нитрата свинца и карбоната натрия.

Опыт 11. Окисление соединений свинца(II) пероксидом водорода

К раствору нитрата свинца(II) добавить 40% раствора едкого натра и 30% пероксид водорода. Полученный раствор

$\text{Na}_4[\text{Pb}(\text{OH})_6]$ размешать стеклянной палочкой и нагреть спиртовке. Наблюдать образование коричневого осадка диоксида свинца.

Написать уравнения реакций: взаимодействие нитрата свинца с избытком едкого натра, окисления $\text{Na}_4[\text{Pb}(\text{OH})_6]$ пероксидом водорода. Можно ли $\text{Pb}(\text{II})$ окислить бихроматом калия? Какая степень окисления более характерна для свинца – II или IV?

Опыт 12. Амфотерные свойства диоксида свинца

а) Взаимодействие диоксида свинца с соляной кислотой

Поместить в пробирку 2-3 микрошпателя диоксида свинца и добавить к нему немного конц. соляной кислоты. Нагреть содержимое. Наблюдать кратковременное появление желтой окраски, характерной для тетрахлорида свинца. Наблюдать выделение хлора по запаху и по посинению йодокрахмальной бумаги, поднесенной к отверстию пробирки.

Написать уравнения реакций: взаимодействия диоксида свинца с соляной кислотой и разложения тетрахлорида свинца.

б) Взаимодействие диоксида свинца со щелочью

В тигелек поместить один микрошпатель диоксида свинца и 40% раствор едкого натра. Нагревать тигелек на пламени спиртовки, помешивая стеклянной палочкой, в течение нескольких минут. После охлаждения перенести содержимое тигля в пробирку. Дать осадку осесть, и небольшое количество раствора перенести в чистую пробирку. Какой ион свинца находится в растворе? Добавить в раствор несколько капель конц. соляной кислоты (плотность 1,19 г/мл). Что наблюдается?

Написать уравнения реакций: а) взаимодействия диоксида свинца с едким натром, протекающего с образованием гексагидроксоплюмбата (IV) натрия $\text{Na}_4[\text{Pb}(\text{OH})_6]$. Какие свойства проявляет в данной реакции диоксид свинца? б) взаимодействия гексагидроксоплюмбата (IV) с соляной кислотой. Какие из реакции указывают на амфотерный характер диоксида свинца?

Опыт 13. Окислительные свойства диоксида свинца

а) Окисление сульфата хрома (III) ☹

В пробирку с диоксидом свинца добавить 40% раствор едкого натра. Пробирку нагреть на водяной бане или закрепить в штативе и осторожно нагреть на спиртовке. В горячий раствор внести раствор сульфата хром (III) и снова нагреть пробирку. Отметить появление желтой окраски раствора, характерной для иона CrO_4^{2-} .

Написать уравнение реакции, учитывая, что сульфат и хромат свинца(II), малорастворимые в воде, растворимы в едких щелочах с образованием гексагидроксоплюмбатов (II).

б) Окисление иодида калия

В пробирку внести один микрошпатель порошка диоксида свинца, 2 н раствор серной кислоты и раствор иодида калия. Нагреть пробирку маленьким пламенем спиртовки или на водяной бане. Отметить изменение цвета раствора. Перенести стеклянной палочкой каплю этого раствора в пробирку с раствором крахмала. Отметить появление синей окраски раствора.

Написать уравнение реакции взаимодействия диоксида свинца с иодидом калия в кислой среде.

в) Окисление сульфата марганца (II)

В пробирку поместить немного диоксида свинца, добавить 2 н раствора азотной кислоты и несколько капель раствора соли марганца (II). Содержимое пробирки осторожно прокипятить. При избытке диоксида свинца пробирку поставить в штатив и дать раствору отстояться. Отметить окраску полученного раствора.

Написать уравнение реакции, учитывая, что образовались марганцовая кислота и соль свинца (II).

СУРЬМА. ВИСМУТ



—опыт проводить под тягой



— групповой опыт

Опыт 1. Восстановление висмута (III) из раствора

В пробирку поместить кусочек цинка и прибавить немного раствора нитрата висмута. Наблюдать выделение висмута на цинке. Написать уравнение реакции. Можно ли заменить в этом опыте цинк на медь?

Опыт 1. Взаимодействие висмута с азотной кислотой

В пробирку внести несколько крупинок висмута, полученного в предыдущем опыте и добавить 2 н азотной кислоты. (Концентрированная азотная кислота пассивирует висмут). Пробирку закрепить в штативе и осторожно нагреть. Наблюдать растворение металла и выделение газов.

Написать уравнение реакции, учитывая, что образуется нитрат висмута (III), а азотная кислота восстанавливается до NO.

Опыт 2. Гидроксиды сурьмы (III), висмута (III) и их свойства

В две пробирки внести небольшое количество раствора хлорида сурьмы (III), в две другие – столько же раствора нитрата висмута. Во все четыре пробирки прибавить 2 н раствор щелочи до выпадения осадков. В одну из пробирок с осадком гидроксида сурьмы добавить 2 н раствора соляной кислоты, в другую – щелочи. Наблюдать растворение осадков в обоих случаях. Прodelать аналогичные опыты с гидроксидом висмута, заменив соляную кислоту азотной. В обоих ли случаях растворился осадок $\text{Bi}(\text{OH})_3$? Сделать вывод о свойствах гидроксидов сурьмы и висмута.

Написать уравнения реакций их получения в молекулярном и ионном виде, уравнения реакций взаимодействия указанных гидроксидов с кислотой и щелочью. В какой среде наиболее устойчив анион $[\text{Sb}(\text{OH})_6]^{3-}$? В какой среде наиболее устойчив катион Sb^{3+} ?

Опыт 3. Гидролиз солей сурьмы (III) и висмута (III)

В две пробирки отдельно внести 0,5 н растворы хлоридов сурьмы и висмута. К каждому из растворов добавить воды. Размешать растворы стеклянной палочкой, наблюдать их помутнение и дальнейшее выпадение осадков основных солей.

Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций гидролиза хлоридов сурьмы и висмута, протекающего с образованием основных солей $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$ и $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{Cl}$, которые, отщепляя воду, переходят в хлорид оксосурьмы SbOCl и хлорид оксовисмута BiOCl . Какая из солей гидролизована сильнее? Ответ мотивировать.

Опыт 4. Сульфиды сурьмы (III), висмута (III) и их свойства

а) Получение сульфида и тиосоли сурьмы(III)

В пробирку с раствором хлорида сурьмы добавить сероводородной воды. Отметить цвет образовавшегося осадка сульфида сурьмы. (Эта реакция может служить качественной реакцией обнаружения иона Sb^{3+} в отсутствие ионов висмута и других металлов, дающих труднорастворимые сульфиды в кислой среде). Дать осадку отстояться и, удалив пипеткой избыток жидкости, добавить к нему раствор сульфида аммония или натрия. Перемешать содержимое пробирки стеклянной палочкой и наблюдать растворение осадка, протекающее с образованием соли тиосурьмянистой кислоты $(\text{NH}_4)_3\text{SbS}_3$ (тиоантимонита аммония). К полученному раствору прибавить 2 н раствор соляной кислоты, слегка нагреть смесь и отметить снова выпадение осадка сульфида сурьмы (III). Что происходит с тиосолью в кислой среде?

Написать в ионной и молекулярной форме уравнения реакций получения: сульфида сурьмы (III), соли тиосурьмянистой кислоты и ее разрушения в кислой среде.

б) Сульфид висмута(III) и его свойства

В две пробирки внести раствор соли висмута и в каждую добавить сероводородной воды. Отметить цвет осадка. В одну

из пробирок с полученным сульфидом висмута добавить раствор сульфида аммония. Результат опыта сравнить с результатом соответствующего опыта с сульфидом сурьмы. В другую пробирку с сульфидом висмута добавить концентрированной азотной кислоты. Наблюдать растворение осадка. Если осадок растворяется плохо, пробирку слегка подогреть.

Написать уравнения реакции получения сульфида висмута. Отметить различие в свойствах сульфида сурьмы и сульфида висмута по отношению к избытку сульфида аммония. Чем объяснить это различие? Написать уравнение реакции растворения сульфида висмута в азотной кислоте, учитывая, что при этом образуется сульфат висмута (III), а азотная кислота восстанавливается до оксида азота.

Опыт 5. Восстановительные свойства соединений сурьмы (III) и висмута (III)

а) Действие перманганата калия на хлорид сурьмы (III) и нитрат висмута(III)

В две пробирки поместить немного раствора перманганата калия и 2 н раствора соляной кислоты. В одну из пробирок добавить раствор хлорида сурьмы(III), в другую столько же раствора нитрата висмута(III). Отметить обесцвечивание раствора в первой пробирке. Протекает ли аналогичная реакция во втором случае?

Написать уравнения реакций восстановления перманганата калия до хлорида марганца (II) и окисления SbCl_3 до $\text{H}[\text{SbCl}_6]$. Отметить различную восстановительную способность ионов Sb^{3+} и Bi^{3+} .

б) Окисление нитрата висмута (III) бромом в щелочной среде

В маленький тигель внести немного раствора соли висмута, 2 н раствора щелочи и бромной воды. Тигель поставить на сетку и нагревать на небольшом пламени спиртовки до получения светло-коричневого осадка, в основном состоящего из метависмутата натрия NaBiO_3 .

Написать уравнение реакции. Как изменилась степень окисления висмута в результате реакции? Написать графическую формулу висмутата натрия. Можно ли применять его в качестве восстановителя? В качестве окислителя? Ответ мотивировать.

Опыт 6. Восстановление соли висмута (III)

В пробирку внести раствор хлорида олова (II) и 2 н раствор едкого натра до полного растворения выпавшего вначале осадка гидроксида олова (II). К полученному раствору добавить немного раствора соли висмута (III). Отметить выпадение черного осадка металлического висмута.

Написать уравнение реакции, учитывая, что олово (IV) в щелочной среде образует комплексный анион $[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}$, дающий соль $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$ – гексагидроксостаннат (IV) натрия. Указать окислитель и восстановитель.

Опыт 7. Получение иодида висмута (III) и его комплексного соединения

В пробирку внести в одинаковом количестве раствор соли висмута(III) и раствор иодида калия. Отметить выпадение черного осадка. К полученному осадку прибавить избыток иодида калия до растворения иодида висмута, сопровождающегося образованием комплексного соединения $\text{K}[\text{BiI}_4]$. К полученному раствору $\text{K}[\text{BiI}_4]$ добавить воды и наблюдать вторичное выпадение иодида висмута из-за разрушения комплексного соединения. Добавить еще небольшое количество воды и нагреть пробирку. Отметить образование оранжевого осадка BiOI , являющегося продуктом гидролиза получившегося иодида висмута (III).

Написать уравнения реакций: а) получения иодида висмута (III); б) образования комплексного соединения (в молекулярной и ионной формах); в) разрушения комплексного соединения висмута; г) гидролиза иодида висмута, протекающего с образованием основной соли висмута $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{I}$;

д) разложения указанной выше соли, сопровождающегося образованием BiOI .

Написать выражение для константы нестойкости комплексного иона $[\text{BiI}_4]^-$. Пользуясь этим выражением, объяснить, почему добавление воды способствовало разрушению комплексного иона? Почему гидролиз иодида не протекал интенсивно в опыте его получения? Какие факторы повлияли на усиление гидролиза этой соли?

Опыт 8. Окислительные свойства соединений висмута (V)

В пробирку внести раствор сульфата марганца (II), подкислить его 2 н раствором азотной кислоты и внести один микрошпатель висмутата натрия. Отметить появление фиолетовой окраски, характерной для перманганат-иона.

Написать уравнение реакции, учитывая, что висмутат натрия переходит в нитрат висмута (III), а сульфат марганца (II) – в марганцовую кислоту.

ВАНАДИЙ



– опыт проводить под тягой



– групповой опыт

Опыт 1. Соединение ванадия (V)

а) Получение ванадиевой метакислоты

В цилиндрическую пробирку поместить небольшое количество порошка оксида ванадия (V) и дистиллированной воды, нагреть смесь до появления слабо-желтой окраски. Часть раствора оставить для следующих опытов. Несколько капель полученного раствора перенести пипеткой в пробирку с раствором нейтрального лакмуса.

Написать уравнение реакции получения ванадиевой метакислоты.

б) Переход метаванадат-иона в декаванадат-ион

Получить раствор метаванадата натрия растворением небольшого количества оксида ванадия (V) в гидроксиде натрия.

Внести в полученный раствор немного концентрированной серной кислоты. Отметить усиление желтой окраски.

В кислой среде метаванадаты переходят в поливанадаты, являющиеся солями поливанадиевых кислот общей формулы $xV_2O_5 \cdot yH_2O$. Наиболее устойчивы из них декаванадиевая кислота $H_6V_{10}O_{28}$ и ее соли, декаванадаты. Написать молекулярное и ионное уравнения реакции перехода метаванадата натрия в декаванадат. Выразить формулу декаванадиевой кислоты через оксид ванадия (V) и воду. Почему декаванадиевая кислота относится к поликислотам?

в) Получение малорастворимых ванадатов

В четыре пробирки внести раствор метаванадата натрия и добавить растворы: в первую – хлорида бария, во вторую – сульфата меди, третью – нитрата серебра, в четвертую – ацетата свинца. Наблюдать выпадение осадков и отметить их окраску.

Написать молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций, учитывая, что для бария и свинца получаются соли ванадиевой мета-кислоты, для серебра – соли ванадиевой орто-кислоты H_3VO_4 . Для меди могут получаться, в зависимости от pH раствора, соли ванадиевой мета-кислоты (осадок сине-зеленого цвета) или ванадиевой орто-кислоты (осадок желто-зеленого цвета).

Опыт 2. Соединения ванадия (IV)

а) Оксид ванадия (IV) и его свойства

В сухой пробирке смешать несколько кристалликов щавелевой кислоты $H_2C_2O_4$ и столько же порошка оксида ванадия (V). Нагреть смесь. Отметить образование оксида ванадия (IV) темно-синего цвета. Немного полученного диоксида перенести в две пробирки и прибавить в одну 2 н раствора щелочи, в другую – столько же 2 н раствора серной кислоты. Обе пробирки осторожно нагреть до растворения осадка. Отметить окраску полученных растворов.

Написать уравнения реакций: а) восстановления оксида ванадия (V) щавелевой кислотой, учитывая, что выделяется

диоксид углерода; б) взаимодействия диоксида ванадия с едким натром, учитывая, что получается тетраванадат (IV) натрия $\text{Na}_2\text{V}_4\text{O}_9$; в) взаимодействия диоксида ванадия с серной кислотой, учитывая, что получается сульфат оксованадия (IV) VOSO_4 . Сделать вывод о характере оксида ванадия (IV).

б) Восстановление соли ванадия (V) до соли ванадия (IV)

К раствору метаванадата натрия добавить небольшое количество конц. HCl . Отметить изменение окраски раствора. Бросить в пробирку несколько кристалликов сульфита натрия. Встряхивать содержимое пробирки до появления голубой окраски раствора, характерной для иона VO^{2+} .

Написать уравнения реакций: а) перехода метаванадата натрия в сильноокислой среде в хлорид диоксованадия (V) VO_2Cl ; б) восстановления VO_2Cl до VOCl_2 . Почему в водном растворе не может быть получен хлорид ванадия (IV)?

Опыт 3. Соединения ванадия (III)

а) Восстановление ванадия (V) до ванадия (III) ●

В пробирку поместить немного метаванадата натрия и концентрированной соляной кислоты (плотностью 1,19 г/мл). Опустить в раствор кусочек гранулированного олова и нагреть. Наблюдать появление голубой окраски раствора (VO^{2+}) и переход ее в зеленую, характерную для иона V^{3+} . Раствор сохранить для следующего опыта. Написать уравнение реакции восстановления ванадия (V).

б) Свойства гидроксида ванадия (III)

В две пробирки внести полученный зеленый раствор хлорида ванадия (III) и в каждую добавить по несколько капель 4 н раствора щелочи до выпадения темного осадка гидроксида ванадия (III). Исследовать отношение полученного гидроксида ванадия (III) к кислоте. Сделать вывод о характере гидроксида ванадия (III), написать уравнения реакции получения гидроксида ванадия (III) и растворения его в кислоте.

Опыт 4. Последовательное восстановление соединений ванадия (V) до соединений ванадия (II)

К раствору метаванадата натрия добавить концентрированный раствор HCl и 2-3 гранулы цинка. Наблюдать последовательное изменение окраски раствора. При каждом появлении новой окраски перенести немного раствора в чистые пробирки. Отметить и объяснить изменение окраски раствора: желтая \rightarrow зеленая \rightarrow голубая \rightarrow зеленая \rightarrow фиолетовая. Написать уравнения реакции последовательного восстановления метаванадата натрия с образованием хлорида ванадия (II). Какие свойства следует ожидать у гидроксида ванадия (II)?

ХРОМ

☞ –опыт проводить под тягой
– групповой опыт

Опыт 1. Взаимодействие хрома с кислотами ☞

В две пробирки – одну с конц. соляной кислотой, другую с конц. азотной кислотой (плотность 1,2 г/мл) опустить по кусочку металлического хрома (или феррохрома). Наблюдать в первой пробирке выделение газа (какого?) и появление синей окраски раствора, характерной для ионов Cr^{3+} . Реагирует ли металл с кислотой во второй пробирке? Слить азотную кислоту, промыть металл дистиллированной водой и добавить соляную кислоту. Протекает ли реакция в этом случае? Какое действие оказала азотная кислота на хром?

Опыт 2. Получение и свойства оксида хрома (III) ☞ ☺

а) Разложение бихромата аммония

Поместить на асбестовую сетку немного растертого в порошок бихромата аммония. Раскалить железную проволочку на горелке и погрузить ее в бихромат. Наблюдать бурное

разложение соли. Какой цвет имеет полученный оксид хрома (III)? Напишите уравнение реакции.

б) Свойства оксида хрома (III)

Разделить полученный оксид на две части, поместить в фарфоровые тигельки. В один из них добавить равный объем пиросульфата калия $K_2S_2O_7$, во второй – равный объем карбоната калия и сплавить полученные смеси в муфельной печи. Охладить продукты сплавления, перенести в пробирки и растворить в воде. Отметить цвет образовавшихся растворов. Сохранить раствор во второй пробирке (продукт сплавления оксида хрома с карбонатом калия) для последующих опытов.

Написать уравнения реакций: а) сплавления Cr_2O_3 с $K_2S_2O_7$ с образованием $Cr_2(SO_4)_3$ и K_2SO_4 ; б) сплавления Cr_2O_3 с K_2CO_3 с образованием $KCrO_2$. Отметить амфотерные свойства оксида хрома (III).

Опыт 3. Получение и свойства гидроксида хрома(III)

Получить в двух пробирках гидроксид хрома (III) взаимодействием раствора соли хрома (III) с 2 н раствором щелочи. Испытать отношение гидроксида хрома к кислоте и к избытку щелочи, для чего добавлять в одну пробирку 2 н раствор соляной или серной кислоты, а в другую – 2 н раствор щелочи до растворения осадка.

Написать уравнения реакций: а) получения гидроксида хрома (III); б) диссоциации гидроксида хрома (III); в) взаимодействия гидроксида хрома (III) с кислотой и с щелочью. Как называется соответствующая соль калия? Сделать вывод о химическом (кислотно-основном) характере гидроксида хрома (III).

Опыт 4. Гидролиз солей хрома

а) Гидролиз сульфата хрома (III)

Испытать действие сульфата хрома (III) на лакмус, для чего в пробирку с раствором нейтрального лакмуса прибавить

несколько кристалликов сульфата хрома до изменения окраски лакмуса.

Написать в молекулярной и ионной форме уравнение реакции гидролиза. Какие вещества при этом получаются? Привести названия. Как можно ослабить гидролиз данной соли? Как усилить его?

б) Гидролиз хромита натрия

Пробирку с раствором хромита натрия нагреть на водяной бане или на горелке до выпадения осадка гидроксида хрома (III).

Написать в молекулярной и ионной форме уравнение реакции гидролиза хромита натрия. Указать, какое значение в этом опыте имеет нагревание. Какая соль гидролизуеться сильнее: сульфат хрома или хромит натрия?

Опыт 5. Восстановительные свойства солей хрома (III)

К раствору соли хрома (III) добавить раствор щелочи до растворения выпавшего осадка и 3% раствор пероксида водорода. Нагреть смесь до перехода зеленой окраски в желтую, что указывает на образование в растворе хромата. Написать уравнение реакции.

Опыт 6. Хроматы и бихроматы

а) Переход хромата калия в бихромат

К раствору хромата калия прибавить раствор серной кислоты. Отметить окраску взятого и полученного растворов и указать, какими ионами эти окраски обуславливаются. Написать уравнение реакции. Почему полученная соль относится к солям изополикислот?

б) Переход бихромата калия в хромат

К раствору дихромата калия прибавлять раствор щелочи до изменения окраски. Написать уравнение реакции. В какую сторону смещается равновесие хромат–дихромат при добавлении: кислоты и щелочи?

Опыт 7. Получение малорастворимых хроматов

а) Получение хроматов бария, свинца и серебра

В три пробирки с раствором хромата калия прибавить немного растворов: в первую – хлорида бария, во вторую – нитрата свинца, в третью – нитрата серебра. Отметить цвета осадков.

Написать в молекулярной и ионной форме уравнения реакций.

б) Получение бихромата серебра

На предметном стекле с помощью кисточки сделать кольцо из вазелина и, поместив в него каплю растворов нитрата серебра и каплю 2 н раствора азотной кислоты. В середину капли внести кристаллик бихромата калия. Наблюдать в микроскоп появление кристаллов бихромата серебра (кристаллы имеют форму ромбиков, прямоугольников, копий). Отметить цвет кристаллов. Наблюдение производить быстро, так как бихромат серебра малоустойчив. Написать уравнение реакции получения бихромата серебра и его разложения с образованием хромата серебра и оксида хрома (VI).

Опыт 8. Окислительные свойства хроматов

а) Окисление сероводорода

В раствор бихромата калия, подкисленного 2 н раствором серной кислоты, внести свежеприготовленную сероводородную воду до изменения окраски раствора. Отметить помутнение раствора.

Написать уравнение реакции. Указать, какое соединение хрома получено и почему раствор помутнел. До какой степени окисления восстанавливается хром (VI)? По каким данным можно судить об этом?

б) Окисление иодида калия

К подкисленному серной кислотой раствору бихромата калия добавить раствор иодида калия. Отметить изменение окраски. Доказать с помощью раствора крахмала выделение свободного йода, для чего в пробирку с раствором крахмала

внести одну каплю полученного в опыте раствора. Написать уравнение реакции.

в) *Окисление соляной кислоты* 🗨

К раствору бихромата калия прибавить конц. соляной кислоты. Смесь нагреть до перехода оранжевой окраски в зеленую. Отметить выделение газа. Как изменилась степень окисления хрома? Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции окисления соляной кислоты бихроматом калия.

Опыт 9. Получение и разложение пероксида хрома 🗨

К раствору бихромата калия, подкисленному 2 н раствором серной кислоты, прибавить немного диэтилового эфира. К полученной смеси прилить небольшое количество 3% раствора пероксида водорода и хорошенько перемешать смесь стеклянной палочкой. Отметить окраску эфирного слоя. Эфир экстрагирует образовавшееся пероксидное соединение и в эфирном растворе оно более устойчиво, чем в водном. Отметить через некоторое время изменение окраски и выделение газа. Описать проделанную работу и наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций: а) получение пероксида CrO_5 ; б) перехода пероксида хрома в соединение хрома (III) в кислой среде. Написать графическую формулу CrO_5 .

МАРГАНЕЦ

🗨 —опыт проводить под тягой



— групповой опыт


Опыт 2. Гидроксид марганца (II) и его свойства

В две пробирки внести раствор соли марганца(II) и 2 н раствор щелочи. Каков цвет полученного осадка гидроксида марганца? Размешать осадок стеклянной палочкой и отметить его побурение вследствие окисления Mn(II) до Mn(IV) . Во вторую пробирку с осадком гидроксида марганца добавить 2 н

раствор серной кислоты. Что наблюдается? Какие свойства характерны для гидроксида $Mn(II)$?


Написать уравнения реакций: а) получения гидроксида марганца(II) и его окисления кислородом воздуха в присутствии воды; б) взаимодействия гидроксида марганца с серной кислотой.

Опыт 3. Получение некоторых малорастворимых солей марганца (II)

В трех пробирках получить: а) хромат марганца; б) карбонат марганца; в) сульфид марганца  взаимодействием хромата калия, карбоната натрия и сульфида аммония с сульфатом марганца(II). Отметить цвета осадков. Раствор с осадком сульфида марганца размешать стеклянной палочкой. Отметить изменение цвета осадка. Добавить к каждому осадку 2н раствора кислоты. Сделать вывод о растворимости полученных солей марганца в кислой среде.

Написать уравнения реакции: а) получение хромата, карбоната и сульфида марганца; б) окисления сульфида марганца кислородом воздуха в присутствии воды, учитывая, что при этом получается гидроксид $Mn(IV)$; в) растворения хромата, карбоната и сульфида марганца(II) в кислоте.

Опыт 4. Восстановительные свойства соединений марганца (II)

а) Окисление соли марганца(II) бромом 

Внести в пробирку немного раствора сульфата марганца(II) и 2н раствора едкого натра. К полученному осадку гидроксида марганца добавить небольшое количество бромной воды. Отметить изменение цвета осадка вследствие образования соединений марганца(IV). Написать уравнения реакций.

б) Окисление соли марганца (II) висмутатом натрия

Поместить в пробирку раствор соли марганца(II) и 2н раствор азотной кислоты. Добавить микрошпателем немного

висмутата натрия. Как окрасился раствор? Как изменилась степень окисления марганца?

Написать уравнение реакции, протекающей с образованием марганцевой кислоты и нитрата висмут (III).

в) Окисление соли марганца (II) пероксодисульфатом аммония

В пробирку налить воды и добавить небольшое количество кристаллического пероксодисульфата аммония и немного раствора 2 н азотной кислоты и нитрата серебра, который добавляется в качестве катализатора. Нагрев жидкость почти до кипения, добавить в нее раствор сульфата марганца(II). Отметить окраску раствора и указать, как изменилась степень окисления марганца. Написать уравнение реакции, протекающей с участием воды и образованием марганцевой кислоты.

Опыт 5. Окислительные и восстановительные свойства соединений марганца (IV) ☞ 😊

а) Окислительные свойства диоксида марганца

В пробирку поместить немного диоксида марганца и конц. соляной кислоты. По цвету и запаху определить, какой газ выделяется. Если реакция идет недостаточно энергично, пробирку осторожно подогреть. Написать уравнения реакции.

б) Восстановительные свойства диоксида марганца

В тигель положить по небольшому кусочку твердого едкого натра (брать пинцетом!) и кристаллического нитрата калия. Тигель поставить на сетку или в фарфоровый треугольник и нагреть пламенем спиртовки до расплавления смеси (осторожно!). Не прекращая нагревания, добавить в расплав очень немного (на кончике микрошпателя) диоксида марганца и продолжать нагревание, пока масса не загустеет. Отметить окраску полученного расплава и сохранить его для следующего опыта.

Написать уравнения реакции окисления диоксида марганца нитратом калия в щелочной среде.

Опыт 6. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца (VI)

а) Реакция диспропорционирования манганата в водном растворе 😊

К расплаву манганата, после того, как тигель охладится, добавить воды и, помешивая стеклянной палочкой, растворить расплав. Полученный раствор манганата перенести пипеткой в три пробирки. В водном растворе происходит медленное разложение манганата, сопровождающееся его диспропорционированием. Как будет смещаться равновесие для этой реакции при добавлении кислоты? Почему? Проверить это на опыте, для чего к раствору манганата в первой пробирке добавить 2н раствора уксусной кислоты. Наблюдать появление в растворе фиолетово-розовой окраски и бурого осадка. Записать уравнения реакций диспропорционирования манганата в молекулярном и ионном виде. С каким веществом реагирует добавленная к раствору уксусная кислота? Написать уравнение реакции. В какой среде устойчив манганат?

б) Взаимодействие манганата натрия с хлором ☹️😊

Во вторую пробирку с раствором манганата пропустить ток хлора. Чем объяснить появление розовой окраски в растворе? Окислителем или восстановителем является Mn (VI) в этом процессе? Написать уравнение реакции.

в) Взаимодействие манганата калия с сульфитом натрия

В третью пробирку к раствору манганата добавить немного кристаллического сульфита натрия. Наблюдать обесцвечивание раствора и появление бурого осадка диоксида марганца. Окислительные или восстановительные свойства проявляются в данном случае Mn(VI)? Написать уравнение реакции.

Опыт 7. Разложение перманганата калия при нагревании ☞😊

Поместить немного кристаллического перманганата калия в пробирку, укрепить ее в штативе горизонтально и нагревать небольшим пламенем спиртовки до полного разложения перманганата на диоксид марганца, манганат калия и кислород. (Выделение кислорода установить с помощью тлеющей лучинки.) После охлаждения пробирки к сухому остатку добавить немного воды. Отметить цвет полученного раствора. Какое вещество находится в растворе? Какое в осадке?

Написать уравнение реакции разложения перманганата калия. Указать окислитель и восстановитель.

Опыт 8. Окислительные свойства соединений марганца (VII)

а) Влияние pH среды на характер восстановления перманганата

В три пробирки внести раствор перманганата калия. В одну пробирку добавить раствор серной кислоты, в другую – столько же воды, в третью – 2 н раствор щелочи. Во все три пробирки прибавить кристаллический сульфит натрия или калия. Отметить различное изменение первоначальной окраски раствора перманганата в каждом случае. Чем это вызвано? Написать уравнения реакций.

б) Окисление перманганатом калия сульфата марганца(II)

Внести в пробирку немного раствора перманганата калия и столько же раствора сульфата марганца. Отметить исчезновение фиолетовой окраски и образование бурого осадка. Опустить в пробирку синюю лакмусовую бумажку. Что наблюдается? Какова среда в полученном растворе? Написать уравнение реакции, протекающей с участием воды и образованием сульфата калия и диоксида марганца.

в) Окисление перманганатом калия пероксида водорода

В пробирку внести раствор перманганата калия и 2 н раствор серной кислоты. Добавить небольшое количество 10%

раствора пероксида водорода. Какой газ выделяется? Как изменилась степень окисления марганца? Написать уравнение реакции.

г) *Окисление перманганатом калия спирта в кислой и щелочной среде*

В две пробирки внести небольшое количество раствора перманганата калия. В одну пробирку добавить немного 2 н раствора серной кислоты, в другую – столько же 2 н раствора щелочи. В пробирку с подкисленным раствором перманганата калия добавить этиловый спирт. Раствор подогреть маленьким пламенем спиртовки. Отметить изменение окраски. Как изменилась степень окисления марганца?

В другую пробирку к щелочному раствору перманганата также добавить этиловый спирт. Наблюдать постоянное восстановление перманганата сначала до манганата, а затем до диоксида марганца. Отметить последовательность изменения окраски раствора.

Ответить на вопросы. Написать уравнения реакций: восстановление перманганата калия спиртом в кислой среде и восстановления в щелочной среде сначала до манганата, а затем – манганата – до диоксида марганца, учитывая, что в каждом случае спирт окисляется в альдегид.

ЖЕЛЕЗО



– опыт проводить под тягой



– групповой опыт

Опыт 1. Получение пирофорного железа ☞ 😊

Пирофорностью называется способность некоторых веществ (Fe, Co, Ni, редкоземельные элементы) в мелкораздробленном состоянии самовоспламеняться на воздухе при комнатной температуре.

Наполнить пробирку на $\frac{1}{4}$ ее объема порошком оксалата железа(II) и укрепить в штативе горизонтально. Нагревать пробирку пламенем спиртовки до тех пор, пока желтый

порошок не станет черным и не прекратиться выделение газа. После этого отставить спиртовку и быстро закрыть пробирку пробкой, чтобы полученное железо не окислялось кислородом воздуха. По охлаждении пробирки высыпать восстановленное железо на лист бумаги с высоты 25-30 см.

Описать наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций: а) разложения оксалата железа; б) горения железа, учитывая, что продуктом горения является Fe_3O_4 .

Опыт 2. Характерные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+}

а) Действие на соли железа (II) гексацианоферрата (III) калия

Приготовить в пробирке раствор соли Мора и добавить немного раствора гексацианоферрата (III) калия. Отметить цвет образовавшегося осадка (турнбулева синь), указать химическое название и формулу полученного вещества. Данная реакция является качественной на ион железа (II).

Написать молекулярное и ионное уравнения реакции.

б) Действие на соли железа (III) гексацианоферрата (II) калия

Поместить в пробирку раствор хлорида железа (III) и добавить раствор гексацианоферрата (II) калия. Что наблюдается?

Данную реакцию можно использовать для следующего занимательного опыта. Напишите письмо на желтоватой бумаге раствором соли железа. Дайте написанному высохнуть. Написанное вы не сможете прочитать. Смажьте осторожно письмо ватой, смоченной раствором желтой кровяной соли. И тогда написанные вами строчки станут синими и каждый сможет их прочесть.

в) Действие на соли железа (III) роданида аммония или калия

Поместить в пробирку раствор хлорида железа (III) и добавить раствор 0,01 н роданида аммония или калия. Такой же опыт проделать с раствором соли Мора. Перенести небольшое количество полученного в первой пробирке раствора в другую пробирку и добавить воды.

Написать уравнение реакции с получением $\text{Fe}(\text{CNS})_3$, сообщающего раствору ярко-красную окраску. Отметить, что

окраска характерна для соли железа (III). Чем объясняется ослабление окраски при разбавлении?

Опыт 3. Взаимодействие железа с кислотами

В три пробирки внести понемногу 2 н растворов кислот: в первую – соляной, во вторую – серной, в третью – азотной. В четвертую пробирку поместить небольшое количество концентрированной серной кислоты. В каждую пробирку поместить немного железных опилок (стружки), после чего пробирку с концентрированной серной кислотой осторожно нагреть. Наблюдать происходящие процессы. Затем в каждую пробирку прибавить 0,01 н раствора роданида калия или аммония, которые с ионами железа (III) дают характерную красную окраску соединения $\text{Fe}(\text{CNS})_3$.

Убедиться в том, что в соляной и разбавленной кислоте образуются ионы железа (II), а в азотной кислоте и концентрированной серной кислоте – ионы железа (III). Наблюдать за проявлением окраски следует внимательно, так как в кислой среде роданид железа (III) быстро разлагается.

Написать уравнения проведенных реакций. Какие ионы являются окислителями в каждой из этих реакций? Чем объяснить, что при взаимодействии железа с серной кислотой различной концентрации образуются соли железа с различной степенью окисления?

Опыт 4. Гидроксид железа (II)

В солях железа (II) вследствие частичного окисления на воздухе всегда присутствует железо (III). Поэтому во всех опытах по изучению свойств железа (II) следует брать наиболее устойчивую двойную кристаллическую соль Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Для приготовления раствора в пробирку поместить 2 микрошпателя порошка этой соли и растворить ее в воде. Чем объясняется большая устойчивость в кристаллическом состоянии соли Мора по сравнению с сульфатом железа (II)? Почему раствор $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ должен быть

свежеприготовленным? Написать координационную формулу соли Мора. В уравнениях реакций вместо формулы соли Мора можно пользоваться формулой сульфата железа (II), так как двойная соль Мора практически полностью диссоциирует при растворении в воде на все составляющие ее ионы.

В пробирку с раствором соли Мора приливать 2 н раствор щелочи до выпадения осадка гидроксида железа (II). Перемешать полученный осадок стеклянной палочкой и наблюдать побурение осадка вследствие окисления гидроксида железа (II) в гидроксид железа (III).

Проверить опытным путем, как взаимодействует свежесосажденный гидроксид железа (II) с 2 н раствором соляной кислоты. Какие свойства проявляет в реакции гидроксид железа (II)?

Написать уравнения реакций: а) образования гидроксида железа (II); б) окисления полученного основания в гидроксид железа (III) под действием кислорода воздуха и воды.

Опыт 5. Восстановительные свойства соединений железа (II)

а) Восстановление азотной кислоты

Приготовить в двух пробирках раствор соли Мора. В одну из них добавить концентрированной азотной кислоты, подогреть раствор до прекращения выделения газа и дать ему остыть. Затем в обе пробирки добавить 0,01 н раствора роданида аммония. В какой пробирке наблюдается красное окрашивание раствора и почему? Написать уравнение реакции, считая, что азотная кислота восстанавливается преимущественно до NO.

б) Восстановление пероксида водорода

Приготовить в двух пробирках раствор соли Мора. В одну из них добавить немного разбавленной серной кислоты и 3% раствор пероксида водорода. Затем в обе пробирки внести 0,01 н раствора роданида аммония. В какой пробирке наблюдается красное окрашивание и почему?

Проверить опытным путем, как протекает восстановление пероксида водорода солью железа (II) в щелочной среде. Отметить выпадение осадка гидроксида железа (III). Написать уравнения реакций.

в) Восстановление нитрата серебра

Приготовить в двух пробирках раствор соли Мора. В одну из них добавить раствор нитрата серебра и слегка нагревать небольшим пламенем спиртовки, не доводя жидкость до кипения. На какой процесс указывает появление на внутренних стенках пробирки серебряного зеркала? Охладив пробирку, добавить в нее и в контрольную пробирку по 0,01 н. раствора роданида аммония. В какой пробирке наблюдается окрашивание и почему?

Записать уравнение реакции восстановления нитрата серебра солью железа (III).

Опыт 6. Гидроксид железа (III)

В две пробирки внести раствор хлорида железа (III) и добавить 2 н раствор щелочи. Что наблюдается? В одну пробирку добавить разбавленной кислоты до растворения осадка, во второй пробирке проверить растворимость осадка в щелочи.

Несмотря на отсутствие взаимодействия со щелочью при обычных условиях гидроксид железа (III) амфотерен. Кислотные свойства он проявляет только при сплавлении со щелочами и карбонатами щелочных металлов. При этом образуются соли железистой кислоты, называемые ферритами. Водой они полностью гидролизуются.

Написать уравнения реакций:

а) взаимодействия хлорида железа (III) с раствором щелочи с образованием гидроксида железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$; б) растворения гидроксида железа (III) в кислоте; в) образования ферритов при сплавлении; г) полного гидролиза феррита натрия, протекающего с образованием $\text{Fe}(\text{OH})_3$; д) формулу оксида Fe_3O_4 в виде феррита железа.

Опыт 7. Окислительные свойства соединений железа (III)

а) Окисление иодида калия

В пробирку с раствором FeCl_3 добавить раствор иодида калия. В какой цвет и почему окрашивается раствор? Написать уравнение реакции.

б) Окисление сульфита натрия

В пробирку раствором FeCl_3 добавить несколько кристалликов сульфита натрия. При этом вначале появляется буро-красное окрашивание вследствие образования малоустойчивого сульфита железа (III), которое исчезает при нагревании. Убедиться в восстановлении железа до степени окисления (II). Какой реактив следует для этого применить?

Написать уравнение реакции окисления сульфита натрия хлоридом железа (III), учитывая, что в реакции принимает участие вода.

Опыт 8. Гидролиз солей железа

а) Гидролиз сульфата железа (II)

Поместить в пробирку раствор нейтрального лакмуса и добавить два микрошпателя $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Размешать стеклянной палочкой. Установить по цвету лакмуса реакцию среды в полученном растворе.

Написать уравнение реакции гидролиза FeSO_4 .

б) Гидролиз хлорида железа (III)

Поместить в две пробирки раствор нейтрального лакмуса и по 2 микрошпателя хлорида железа (III). Определить по цвету раствора реакцию среды. Одну из пробирок нагреть. Что наблюдается при нагревании?

Написать уравнение реакции гидролиза FeCl_3 на холоде и при нагревании. Как можно уменьшить степень гидролиза этой соли? Какая соль FeCl_2 или FeCl_3 в большей степени подвергается гидролизу? Ответ мотивировать.

в) Гидролиз хлорида железа (III) в присутствии соды

Поместить в пробирку немного раствора хлорида железа (III) и прибавить раствор соды. Отметить выпадение в осадок гидроксида $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции.

Опыт 9. Действие сероводорода и сульфида аммония на соли железа (II) и железа (III) ☛

а) Получение сульфида железа (II)

Поместить в две пробирки небольшое количество свежеприготовленного раствора соли Мора. В одну из них добавить немного сероводородной воды, в другую – раствора сульфида аммония. В какой пробирке выпал осадок сульфида железа (II)? Проверить растворимость выпавшего осадка в разбавленной соляной кислоте.

Объяснить, почему сульфид железа (II) не выпадает в осадок при действии сероводородной воды, но выпадает при действии сульфида аммония. Написать в молекулярной и ионной форме уравнения реакций образования сульфида железа (II) и его растворения в соляной кислоте.

б) Действие сероводорода и сульфида аммония на соли железа (III)

Поместить в две пробирки небольшое количество раствора соли железа (III). В одну из них добавить сероводородной воды, в другую – раствор сульфида аммония. Одинаков ли цвет выпавших осадков?

Ответить на вопросы: а) Почему при действии сероводорода и сульфида аммония на соли железа (III) не выпадает осадок сульфида железа (III)? б) Каким свойством железа (III) объясняется появление в обеих пробирках коллоидного осадка серы? в) Учитывая, что исходный раствор соли железа (III) подкислен (для ослабления гидролиза), объяснить выпадение при действии сульфида аммония осадка сульфида железа (II)? Написать уравнения всех протекающих реакций.

Опыт 10. Комплексные соединения железа

а) Получение комплексного фосфата (III)

В пробирку с раствором FeCl_3 добавить немного 0,01 н раствора роданида аммония и затем 2 н раствора фосфорной ортокислоты. Что наблюдается? Учитывая, что устойчивый комплексный ион $[\text{Fe}(\text{PO}_4)_2]^{3-}$ - бесцветен, объяснить наблюдаемое явление и написать уравнение соответствующей реакции.

б) Получение комплексного фторида железа (III)

В пробирку с раствором FeCl_3 добавить немного 0,01 н. раствора роданида аммония и 2 н раствора фтористоводородной кислоты. Что наблюдается? Учитывая, что комплексный ион $[\text{FeF}_6]^{3-}$ - бесцветен, объяснить наблюдаемое явление и написать уравнения соответствующих реакций.

КОБАЛЬТ. НИКЕЛЬ

☞ –опыт проводить под тягой



– групповой опыт

Опыт 1. Взаимодействие кобальта и никеля с кислотами

а) Взаимодействие кобальта с кислотами

Поместить в три пробирки по маленькому кусочку кобальтовой стружки. В первую пробирку добавить 2 н раствора соляной кислоты, во вторую – столько же 2 н раствора серной кислоты, в третью – 2 н раствора азотной кислоты. Слегка нагреть пробирки и наблюдать выделение газообразных продуктов (каких?). В какой цвет окрашиваются растворы? Написать уравнения реакций.

б) Взаимодействие никеля с кислотами

Поместить в три пробирки по маленькому кусочку никелевой стружки. В первую пробирку добавить 2 н. раствора соляной кислоты, во вторую – столько же 2 н раствора серной кислоты, в третью – 2 н. раствора азотной кислоты. Слегка нагреть пробирки и наблюдать выделение газообразных

продуктов (каких?) В какой цвет окрашиваются растворы? Написать уравнения реакций.

Опыт 2. Получение оксидов кобальта и никеля ☞ 😊

а) Получение оксида кобальта (III)

Поместить в тигелек несколько кристаллов нитрата кобальта (II), поставить тигелек в фарфоровый треугольник и нагреть слабым пламенем спиртовки до полного прекращения выделения газообразных продуктов. После охлаждения тигля перенести порошок в пробирку, добавить немного концентрированной соляной кислоты и определить по запаху какой газ выделяется.

Написать уравнение реакции взаимодействия оксида кобальта (III) с концентрированной соляной кислотой. Указать окислитель и восстановитель в этой реакции. Какие свойства оксида кобальта (III) проявляются в этой реакции? Какой цвет имеет полученный раствор?

б) Получение оксида никеля

Укрепить открытую стеклянную трубку в штативе горизонтально и поместить в нее 2 микрошпателя нитрата никеля (II). Нагревать трубку в том месте, где находится соль, слабым пламенем спиртовки. Наблюдать образование черного оксида никеля (III) и убедиться в выделении кислорода по вспыхиванию внесенной в трубку тлеющей лучинки. Нагревать дальше полученный непрочный оксид никеля (III) до перехода его в устойчивый серо-зеленый оксид никеля (II). Дать трубке остыть, вытряхнуть из нее оксид никеля (II) на лист бумаги и поместить несколько крупинок в пробирку. Добавить 2 н раствор соляной кислоты и слегка подогреть. Что наблюдается?

Написать уравнения реакций: а) разложения нитрата никеля (II) при нагревании до оксида никеля (III); б) переход оксида никеля (III) в оксид никеля (II).

Опыт 3. Гидроксиды кобальта (II) и никеля (II)

а) Получение гидроксида кобальта (II) и его окисление

В две пробирки поместить немного раствора соли кобальта и добавлять постепенно раствор едкой щелочи; сначала появляется синий осадок основной соли, который затем становится розовым, что указывает на образование гидроксида кобальта (II). Осадок в одной пробирке тщательно размешать стеклянной палочкой, а в другую прибавить 3% раствор пероксида водорода. В какой из пробирок наблюдается окисление гидроксида кобальта?

Написать уравнения реакций. Сравнить полученные результаты с результатом опыта по окислению гидроксида железа (II). Какой ион является более энергичным восстановителем: Co(II) или Fe(II) ?

б) Получение гидроксида никеля (II) и его окисление

В три пробирки поместить немного раствора соли никеля и добавлять постепенно раствор едкой щелочи до выпадения осадка гидроксида никеля (II). В первой пробирке осадок тщательно размешать стеклянной палочкой, во вторую добавить 3% раствор пероксида водорода. Наблюдается ли изменение цвета осадка? Происходит ли окисление гидроксида никеля (II) кислородом воздуха и пероксидом водорода? В третью пробирку прибавить бромной воды. Что наблюдается?

Написать уравнения реакций. Сравнить восстановительные свойства гидроксидов железа, кобальта и никеля в степени окисления +II по наблюдениям и при сравнении стандартных окислительно-восстановительных потенциалов (при переходе в гидроксиды этих элементов в степени окисления +III).

Опыт 4. Комплексные соединения кобальта и никеля

а) Аквакомплекс кобальта (II) и его разрушение

В две пробирки поместить небольшое количество насыщенного раствора соли кобальта (II). В первую пробирку добавить конц. соляной кислоты, во вторую пробирку внести небольшой кусочек предварительно прокаленного хлорида кальция. Что наблюдается?

В третью пробирку поместить 1 микрошпатель соли кобальта и немного этилового спирта, отметить цвет полученного раствора. Прибавить к раствору воды до нового изменения окраски.

Написать стеклянной палочкой, смоченной 0,02 н. раствором CoCl_2 , какое-либо слово на фильтровальной бумаге. Подсушив бумагу, поднести ее к пламени спиртовки и слегка подогреть, пока текст не станет видимым. Обратит внимание на последующее обесцвечивание надписи при охлаждении. Описать наблюдаемые явления. (Изменение цвета раствора во всех случаях объясняется тем, что непрочный комплексный ион $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ сообщает раствору розовую окраску, а элементарный ион Co^{2+} - синюю).

б) Получение комплексного роданида кобальта

Поместить в пробирку насыщенный раствор соли кобальта (II) и добавить насыщенного раствора роданида аммония. Отметить цвет полученного раствора. Разбавить его водой до изменения окраски, добавить немного смеси спирта с диэтиловым эфиром, размешать раствор стеклянной палочкой и вновь наблюдать изменение окраски. Затем в ту же пробирку приливать дистиллированную воду, наблюдая постепенное изменение окраски.

Описать наблюдаемые явления. Написать: а) уравнение диссоциации комплексной соли кобальта; б) уравнение диссоциации комплексного иона; в) выражение константы нестойкости комплексного иона. Какова роль воды и спирта в смещении равновесия диссоциации комплексного иона?

в) Получение аммиачных комплексов кобальта

К раствору соли кобальта (II) прибавить 25% раствор аммиака до выпадения осадка гидроксида кобальта (II) и его

дальнейшего растворения вследствие образования комплексного соединения, в котором кобальт имеет координационное число, равное 6. Полученный раствор разлить в две пробирки. В одной из них тщательно перемешать раствор стеклянной палочкой до изменения окраски вследствие окисления полученного комплексного соединения кобальта (II) в комплексное соединение кобальта (III). Почему аммиачный комплексный ион $\text{Co}(\text{II})$ окисляется кислородом воздуха, тогда как аквакомплекс $\text{Co}(\text{II})$ удастся окислить лишь пероксидом водорода? Во вторую пробирку добавить 3% раствор пероксида водорода. Объяснить изменение окраски. Затем прилить в обе пробирки раствор сульфида аммония. Объяснить, почему выпадает осадок.

Написать уравнения реакций:

а) образования аммиачного комплекса кобальта (II); б) его окисления кислородом воздуха и пероксидом водорода до образования аммиачного комплекса кобальта (III); в) диссоциации полученных комплексных соединений; г) диссоциации комплексных ионов и выражения констант их нестойкости; какой комплексный ион прочнее? Ответ мотивировать; д) взаимодействия аммиачного комплекса кобальта (III) с сульфидом аммония; е) сравнить координационные формулы комплексных соединений кобальта в разных степенях окисления. Отличается ли их пространственная конфигурация?

г) Получение нитритного комплекса кобальта

Поместить в пробирку насыщенный раствор соли кобальта (II) и 1 микрошпатель кристаллического нитрита калия. Добавить 2 н раствора серной кислоты. Какой газ выделяется? Через несколько минут наблюдать выпадение осадка, отметить его цвет.

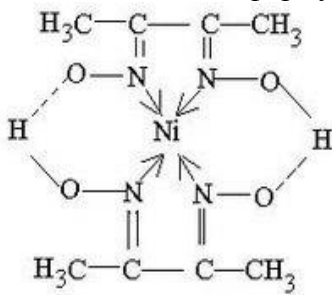
Написать уравнения реакций, учитывая, что нитрит калия в присутствии серной кислоты окисляет кобальт (II) до кобальта (III), в результате чего образуется нерастворимое комплексное соединение $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Записать название полученного комплексного соединения.

д) *Получение аммиачного комплекса никеля*

Один микрошпатель соли никеля (II) растворить в небольшом количестве воды. Добавить 25% раствора аммиака. Как изменяется цвет раствора? Добавить раствор сульфида аммония. Что выпадает в осадок? Написать уравнения реакций: а) образования комплексного аммиаката никеля (координационное число никеля равно 6); б) диссоциации комплексного соединения и комплексного иона; в) взаимодействия полученного комплексного соединения никеля с сульфидом аммония. Объяснить механизм взаимодействия, пользуясь константой нестойкости комплексного иона и произведением растворимости.

Опыт 5. Реактив на ион никеля – диметилглиоксим (реактив Чугаева)

Поместить в пробирку раствор соли никеля и прибавить аммиачный (или спиртовый) раствор диметилглиоксима. Что наблюдается? Реакция идет с образованием нерастворимого комплексного диметилглиоксимата никеля, представляющего собой хелат и имеющего формулу:



Благодаря интенсивной окраске эту реакцию используют для обнаружения очень низких концентраций ионов никеля в растворе.

МЕДЬ. СЕРЕБРО

☞ – опыт проводить под тягой

☺ – групповой опыт

Опыт 1. Восстановление оксида меди (II) ☞ ☺

а) Восстановление оксида меди (II) углем

На листе чистой бумаги тщательно перемешать палочкой оксид меди (II) (2-3 микрошпателя) с таким же объемом порошка древесного угля. Полученную смесь перенести в пробирку, закрепить последнюю в штативе в горизонтальном положении и нагреть смесь сильным пламенем спиртовки 5-10 мин. Наблюдать процесс восстановления оксида меди (II) до металлической меди (изменение окраски). Обратить внимание на происходящее при этом разогревание смеси до красного каления. Если на стенках пробирки получится трудно отмываемый налет меди, нужно налить в пробирку немного конц. азотной кислоты, которая полностью растворит образовавшуюся медь.

Написать уравнение реакции восстановления оксида меди (II) углеродом.

б) Восстановление оксида меди (II) водородом

Проверенный на чистоту водород, полученный в аппарате Киппа, пропустить над нагреваемым оксидом меди. Пробирку закрепляют в штативе немного наклонно вниз отверстием, с тем, чтобы образующаяся при реакции вода стекала. Что наблюдается? Написать уравнение реакции восстановления оксида меди (II) водородом.

Опыт 2. Отношение меди к разбавленным и концентрированным кислотам ☞

В три пробирки поместить по кусочку меди (или порошок меди) и прибавить 2 н растворов кислот: в первую – соляной, во вторую – серной, в третью – азотной. Что наблюдается? Нагреть содержимое пробирок.

Прodelать аналогичный опыт с конц. кислотами – соляной, азотной и серной без нагревания и при нагревании (осторожно!). С какими кислотами взаимодействует медь?

Написать уравнение реакции взаимодействия меди с разбавленной азотной кислотой, считая, что азотная кислота восстанавливается до NO. Как изменяется цвет раствора? Какой ион обуславливает эту окраску? Почему медь не взаимодействует с соляной кислотой и с разбавленной серной кислотой? Написать уравнения реакций взаимодействия меди с концентрированными кислотами, считая, что конц. азотная кислота восстанавливается медью до диоксида азота, а серная – до диоксида серы.

Опыт 3. Взаимодействие оксида меди (II) с кислотами

В две пробирки внести 2-3 микрошпателя оксида меди (II) и прибавить 2 н кислот, в одну пробирку – соляной, в другую – серной. Наблюдать в обоих случаях появление окраски раствора.

Написать уравнения реакций взаимодействия оксида меди (II) с соляной и серной кислотами.

Опыт 4. Получение гидроксида меди (II) и исследование его свойств

а) Получение гидроксида меди (II) и разложение его при нагревании

Внести в пробирку раствор сульфата меди (II) и 2 н раствор щелочи. Отметить цвет выпавшего осадка гидроксида меди (II). Осторожно нагреть пробирку с полученным осадком. Как изменяется цвет осадка при превращении гидроксида меди (II) в оксид?

Написать уравнения реакций образования гидроксида меди (II) и его разложения.

б) Отношение гидроксида меди (II) к кислотам и щелочам

Получить в двух пробирках гидроксид меди (II). К полученным осадкам прибавить в одну пробирку 2 н раствора серной кислоты, в другую – столько же 2 н. раствора щелочи. (В избытке концентрированного раствора щелочи гидроксид меди (II) растворяется с образованием купратов типа $\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4]$. Однако последние весьма неустойчивы и при разбавлении раствора разлагаются с выделением $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Это показывает, что кислотные свойства гидроксида меди (II) выражены чрезвычайно слабо). В каком случае происходит растворение осадка? Какой вывод можно сделать из этого опыта о свойствах гидроксида меди (II)?

Опыт 5. Получение малорастворимых солей меди (II)

а) Получение сульфида меди (II)

В пробирку с раствором сульфата или хлорида меди (II) прибавить столько же сероводородной воды. Отметить цвет выпавшего осадка сульфида меди (II). Написать в молекулярном и ионном виде уравнение реакции его образования.

б) Получение основного карбоната меди (II)

В пробирку с раствором сульфата меди (II) прибавить такое же количество раствора соды. Наблюдать выпадение зеленого осадка карбоната гидроксомеди $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$. Почему при взаимодействии солей меди с раствором соды не выпадает средний карбонат меди?

Написать уравнения реакций взаимодействия сульфата меди (II) с содой при участии воды.

Опыт 6. Получение иодида меди (I)

Внести в пробирку понемногу растворов сульфата меди (II) и иодида калия. Отметить образование осадка и окрашивание содержимого пробирки в желтый цвет. Доказать с помощью раствора крахмала, что желтая окраска обусловлена выделением свободного йода.

Для определения цвета выпавшего осадка иодида меди (I) необходимо свободный йод, маскирующий своей окраской цвет осадка перевести в бесцветный ион. Для этого прибавить в пробирку несколько капель раствора сульфита натрия до исчезновения желтой окраски. Осадок сохранить для следующего опыта.

Какой цвет иодида меди (I)? Написать уравнения реакции: а) взаимодействия сульфата меди (II) с иодидом калия; б) взаимодействия йода с сульфитом натрия в присутствии воды. Чем объясняется устойчивость иодида меди (I)?

Опыт 7. Получение оксида меди (I)

Поместить в пробирку раствор хлорида меди (II) и 10% раствор формальдегида HCHO . Нагреть полученную смесь до кипения. Прибавить 2 н. раствор едкого натра и наблюдать выпадение желтого осадка тонкодисперсного оксида меди (I). Продолжать слабое кипячение содержимого пробирки до перехода цвета осадка в красный, характерный для оксида меди (I). Сравнить цвет полученного оксида меди (I) с цветом оксида меди (II).

Написать уравнение реакции получения оксида меди (I) восстановлением хлорида меди (II) формальдегидом, учитывая, что формальдегид HCHO окисляется при этом до муравьиной кислоты HCOOH , которая с гидроксидом натрия дает соль – формиат натрия HCOONa .

Опыт 8. Комплексные соединения меди

а) Получение комплексного тиосульфата меди (I)

В пробирку с осадком иодида меди (I) прибавить раствор тиосульфата натрия. Наблюдать полное растворение осадка, происходящее вследствие образования хорошо растворимого комплексного тиосульфата меди (I).

Написать уравнение протекающей реакции, учитывая, что ионы $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ являются монодентатными лигандами, а координационное число Cu^+ - иона равно 2.

б) Получение комплексного аммиаката меди (II)

В пробирку с раствором сульфата меди (II) прибавить 2 н раствор аммиака до полного растворения осадка основной соли $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$, выпавшего при добавлении первых капель раствора аммиака. Отметить окраску исходного раствора сульфата меди и раствора получившегося медноаммиачного комплекса. Какие ионы обуславливают окраску раствора в первом и во втором случае? Написать уравнения реакции: а) взаимодействия сульфата меди (II) с аммиаком с образованием основной сульфата меди (II); б) растворения основной сульфата меди (II) в избытке аммиака с одновременным образованием комплексной соли и комплексного основания меди (II), учитывая, что координационное число Cu^{2+} равно 4; в) диссоциации полученных комплексных соединений меди. Какое основание сильнее: гидроксид меди (II) или гидроксид тетраамминмеди (II)?

Опыт 9. Получение оксида серебра

В пробирку с раствором нитрата серебра прибавить 2 н раствор гидроксида натрия до выпадения осадка оксида серебра. Осадок Ag_2O сохранить для следующего опыта.

Написать уравнения реакций образования гидроксида серебра и его распада. Какое заключение о прочности гидроксида серебра можно сделать на основании этого опыта? Чем это объясняется?

Опыт 10. Окислительные свойства оксида серебра

а) Взаимодействие оксида серебра с хлоридом олова (II) в щелочной среде

Внести в пробирку раствор хлорида олова (II) и добавить по каплям 2н раствор гидроксида натрия до растворения выпавшего вначале осадка гидроксида олова (II). К полученному щелочному раствору прибавить раствор нитрата серебра. Наблюдать выпадение черного порошка металлического серебра. Образование серебра может быть доказано тем, что

выпавший осадок не растворяется при добавлении 2 н раствора аммиака в отличие от оксида серебра. Проверить опытным путем.

Написать уравнения реакций: а) образования тетрагидроксоантимоаната (II) натрия из хлорида олова (II); б) взаимодействия нитрата серебра со щелочью; в) взаимодействия тетрагидроксоантимоаната (II) натрия с оксидом серебра с образованием гексагидроксоантимоаната (IV) натрия и элементарного серебра, учитывая, что в реакции принимает участие вода. г) общее уравнение реакции взаимодействия хлорида олова (II) с оксидом серебра в присутствии щелочи.

б) Получение серебряного зеркала

В стаканчике нагреть до кипения 25-50 мл воды. В пробирку внести немного раствора нитрата серебра и прибавить 2 н раствор аммиака, встряхивая пробирку после прибавления каждой капли до растворения выпавшего осадка Ag_2O (избегать избытка NH_3). К полученному прозрачному раствору прибавить 10% раствор глюкозы в объеме, равном суммарному объему нитрата серебра и аммиака, находящихся в пробирке. Перемешать раствор и поставить пробирку в стаканчик с горячей водой. Через 2-3 мин вынуть пробирку из стаканчика и вылив раствор, сполоснуть ее водой из промывалки. Какое вещество выделилось из раствора на стенки пробирки?

Написать уравнение реакции, считая, что глюкоза переходит в глюконовую кислоту.

Опыт 11. Малорастворимые и комплексные соединения серебра

а) Получение комплексных аммиачных солей серебра (I) ●

В четыре пробирки внести небольшое количество раствора нитрата серебра. В одну пробирку добавить раствор хлорида калия, во вторую – бромида калия, в третью – иодида калия, в четвертую – хромата калия. Отметить цвета выпавших осадков. Добавить во все четыре пробирки 25% раствор аммиака. Осадки каких веществ практически полностью

растворились в аммиаке? Одинаково ли активно идет взаимодействие хлорида, бромида и йодида серебра с аммиаком?

Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций: а) образования малорастворимых солей серебра; б) растворения хлорида, бромида и хромата серебра в аммиаке с образованием комплексных соединений, учитывая, что координационное число Ag^+ - иона равно 2. На основании своих наблюдений и значений произведений растворимости галогенидов серебра объяснить различие их растворимости в аммиаке.

б) Получение комплексного аммиачного основания серебра

К осадку оксида серебра, полученному ранее, прибавить 2 н раствор аммиака. Наблюдать растворение осадка вследствие образования растворимого комплексного основания серебра.

Написать уравнение протекающей реакции. Сравнить прочность комплексного основания серебра $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ с гидроксидом серебра AgOH .

в) Получение комплексных сульфита и тиосульфата серебра

В пробирку с раствором нитрата серебра прибавить раствор тиосульфата натрия и наблюдать растворение выпавшего в начале осадка тиосульфата серебра. Аналогично провести опыт взаимодействия нитрата серебра с сульфитом натрия.

Написать уравнения реакций: а) взаимодействия нитрата серебра с тиосульфатом натрия с образованием тиосульфата серебра и с сульфитом с выпадением в осадок сульфита серебра; б) растворения осадков в избытке осадителя, считая, что SO_3^{2-} - ион и $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ - ион монодентатны, а координационное число Ag^+ - иона равно 2.

ЦИНК. КАДМИЙ. РТУТЬ

☞ –опыт проводить под тягой

😊 – групповой опыт

Опыт 1. Растворение цинка в кислотах и щелочах☞

Налить в пробирку 2 н раствор серной кислоты, добавить кусочек цинка и слегка подогреть. То же проделать с концентрированной кислотой и по запаху определить выделение сернистого газа. Таким же образом проверить растворимость цинка в 2 н растворе соляной кислоты и в 2 н растворе едкой щелочи.

Написать уравнения реакций. Описать наблюдаемое. Почему разбавленная и концентрированная серная кислота по-разному реагирует с цинком? Какой атом и в какой степени окисления является окислителем в том и другом случае?

Опыт 2. Гидроксиды цинка и кадмия и их свойства

Налить в две пробирки немного раствора соли цинка, в две другие – столько же раствора соли кадмия. В каждую пробирку добавлять по каплям 2 н раствор едкой щелочи до появления белых студенистых осадков гидроксидов. Испытать отношение полученных гидроксидов к кислотам и щелочам.

Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Какой вывод можно сделать о свойствах гидроксидов цинка и кадмия? Объяснить различие в свойствах гидроксидов. Написать схему равновесия диссоциации гидроксида цинка и ее смещение под действием H^+ и OH^- - ионов.

Опыт 3. Сульфиды цинка и кадмия

В две пробирки, в одной из которых содержится раствор соли цинка, а в другой – столько же раствора соли кадмия, добавить раствор сульфида аммония. Отметить цвета образовавшихся осадков и добавить в каждую пробирку по каплям 2 н раствор соляной кислоты. Какой из сульфидов более растворим в кислоте?

Написать уравнения реакций. Пользуясь правилом произведения растворимости, объяснить различную растворимость сульфидов цинка и кадмия в кислоте.

Опыт 4. Гидролиз солей цинка и кадмия

Поместить в одну пробирку несколько кристалликов соли цинка, в другую – столько же соли кадмия и растворить их в небольшом количестве воды. Добавить в каждую пробирку раствор лакмуса и слегка подогреть. В третью пробирку налить раствор лакмуса и немного воды и сравнить цвет содержимого этой пробирки с окраской полученных растворов. На какую реакцию среды указывает окраска лакмуса в растворах солей?

Написать в молекулярной и ионной форме уравнения процессов, вызывающих изменение окраски лакмуса.

Опыт 5. Комплексные соединения цинка и кадмия

Поместить в пробирку немного раствора соли цинка и добавить 2 н раствор аммиака. Осадок какого вещества образовался? К полученному осадку прилить по каплям избыток раствора аммиака до растворения осадка. Тот же опыт проделать с раствором соли кадмия.

Написать уравнения реакций, считая, что характерным координационным числом для обоих ионов комплексообразователей является 4. Написать уравнения диссоциации полученных комплексных соединений и комплексных ионов, а также выражения констант их нестойкости. Привести числовые значения констант нестойкости обоих комплексов и объяснить различную прочность полученных комплексных ионов.

Опыт 6. Взаимодействие солей ртути со щелочью

В одну пробирку внести раствор нитрата ртути (II), в другую – раствор нитрата ртути (I). К каждому раствору прибавить 2 н раствор едкой щелочи и наблюдать осаждение в первой пробирке оксида ртути (II) HgO . Во второй пробирке осадок представляет собой смесь продуктов диспропорционирования оксида ртути (I) (оксид ртути (II) и металлическая ртуть). Отметить цвета осадков, написать уравнения проделанных реакций.

Опыт 7. Получение малорастворимых солей ртути

а) Получение хлоридов ртути

В одной пробирке получить хлорид ртути (II), во второй - хлорид ртути (I), действуя раствором хлорида натрия на соответствующие нитраты ртути.

Написать уравнения реакций. На основании наблюдения сделать заключение о сравнительной растворимости сулемы HgCl_2 и каломели Hg_2Cl_2 .

б) Получение иодидов ртути

Получить иодид ртути (II) и иодид ртути (I), действуя раствором иодида калия на соответствующие нитраты ртути в двух пробирках. Отметить цвета образовавшихся осадков.

Написать уравнения реакций, учитывая, что ион Hg_2^{2+} склонен к диспропорционированию с образованием Hg^{2+} и выделением свободной ртути.

в) Действие сероводорода на соли ртути

Поддействовать сероводородной водой на растворы нитрата ртути (II) и нитрата ртути (I) в двух пробирках. Отметить цвета образовавшихся осадков.

Написать уравнения проделанных реакций, учитывая, что для ртути (I) сульфид совершенно неустойчив и при действии на ее соль сероводородной воды сразу образуются сульфид ртути (II) и металлическая ртуть.

Опыт 8. Комплексные соединения ртути

а) Взаимодействие нитрата ртути (II) с избытком иодида калия

Поместить в пробирку раствор нитрата ртути (II) и осадить иодид ртути, добавив в пробирку раствор иодида калия. Прибавить избыток иодида калия. Что произошло с осадком? Что можно сказать о растворимости полученного комплексного соединения $\text{HgI}_2 \cdot 2\text{KI}$?

К полученному раствору добавить раствор нитрата серебра. Какова растворимость полученного комплексного соединения $\text{Ag}_2[\text{HgI}_4]$?

Написать уравнения реакций. Назвать обе комплексные соли. Написать выражение константы нестойкости полученного комплексного аниона.

б) Взаимодействие нитрата ртути (II) с избытком роданида калия

К раствору нитрата ртути (II) прилить насыщенный раствор роданида калия. Написать координационную формулу образующегося растворимого комплексного соединения $\text{Hg}(\text{CNS})_2 \cdot 2\text{KCNS}$. Добавить насыщенного раствора хлорида кобальта. Какой осадок выпадает? Обратить внимание на характерный цвет полученного соединения.

На предметное стекло поместить 1 каплю раствора нитрата ртути (II), прилить 1 каплю насыщенного раствора роданида калия и 1 каплю насыщенного раствора хлорида кобальта. Рассмотреть выпавшие кристаллы под микроскопом. Зарисовать форму кристаллов.

Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме. Назвать полученные комплексные соединения.

в) Взаимодействие солей ртути с раствором аммиака

В одну пробирку поместить раствор нитрата ртути (II), в другую – столько же нитрата ртути (I). В каждую пробирку добавить 2 н. раствор аммиака. Наблюдать в первой пробирке выпадение белого осадка нитрата меркураммония $[\text{Hg}_2\text{ONH}_2]\text{NO}_3$; во второй пробирке замечен черный осадок металлической ртути наряду с нитратом меркураммония.

Написать уравнения реакций. В чем отличие реакции взаимодействия с аммиаком солей ртути от солей цинка и кадмия?

Опыт 9. Окислительные свойства солей ртути(II)

Налить в пробирку раствор нитрата ртути (II) и добавить. раствор хлорида олова(II). Наблюдать появление белого осадка каломели Hg_2Cl_2 . Через несколько минут осадок темнеет. Почему?

Написать уравнения протекающих реакций.

Опыт 10. Восстановительные свойства солей ртути (I) ☹️ 😊

Поместить в фарфоровый тигель небольшое количество раствора нитрата ртути (I), прибавить конц. азотной кислоты (плотность 1,4 г/мл) и кипятить 1-2 мин. Охладить жидкость и пипеткой перенести ее в пробирку. В другую пробирку поместить равный объем раствора нитрата ртути (I) и к обоим растворам прибавить немного насыщенного раствора хлорида натрия. В чем различие поведения обоих растворов? Чем это можно объяснить?

Написать уравнения протекающих реакций.

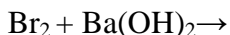
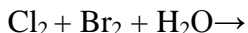
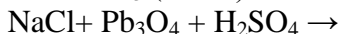
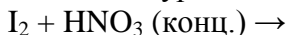
ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАНЯТИЯ

ГАЛОГЕНЫ

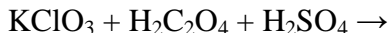
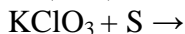
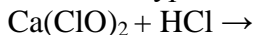
1. Морская вода содержит в среднем 3,5% по массе различных солей, из которых около 80% приходится на долю NaCl. В каком количестве воды содержится 1 т NaCl?
2. Сколько мл 6,8% раствора KClO_3 ($\rho=1,04$ г/мл) следует взять для того, чтобы в серноокислом растворе окислить 250 мл 21% раствора FeSO_4 ($\rho=1,22$ г/мл)?
3. Вычислить процентное содержание KIO_3 в растворе, если 3,21 г раствора, реагируя с избытком KI в разбавленном серноокислом растворе, образуют 0,635 г йода.
4. В 1 л содержится 25 г HClO_4 . Вычислите молярную концентрацию эквивалента HClO_4 , исходя из реакции $\text{SO}_2 + \text{HClO}_4 \rightarrow \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$.
5. Сколько г оксида марганца (IV) и сколько мл концентрированной соляной кислоты (массовая доля HCl 36%, плотность 1,18 г/мл) надо взять, чтобы выделяющийся газ полностью вытеснил йод из раствора, содержащего 30,48 г йодида калия. Учесть, что выход продуктов на каждой стадии составляет 80%.
6. Неизвестный металл массой 6,75 г реагирует с хлором объемом 8,4 л (н.у.). Этот же металл может реагировать с

йодом, причем в хлориде и иодиде он проявляет одну и ту же степень окисления. Какая масса иодида образуется при реакции 6,75 г металла с йодом?

7. Остаток, полученный после термического разложения хлората калия в присутствии диоксида марганца, растворили в воде. К раствору добавили избыток раствора нитрата серебра, получив осадок массой 57,4 г. Какой объем газа (при н.у.) выделился при разложении хлората калия?
8. При 0°C и давлении 760 мм рт. ст. один объем воды растворяет 600 объемов бромоводорода. Какова процентная концентрация бромоводорода в получившемся растворе?
9. Составьте уравнения реакций:



10. Составьте уравнения реакций:



КИСЛОРОД. ВОДОРОД

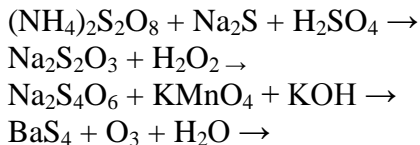
1. Чему равна средняя масса молекулы кислорода?
2. Какое количество кислорода по массе и по объему (н.у.) получится при разложении одинаковых количеств (10 г) BaO_2 и HgO ?
3. При нагревании 1,225 г бертолетовой соли выделилось 336 мл (н.у.) кислорода и образовалось 0,754 г хлорида калия. Сделайте расчеты, подтверждающие формулу бертолетовой соли (KClO_3).

4. Какой объем оксида серы (IV) (н.у.) получится при обжиге железного колчедана, содержащего 84% FeS_2 и какой объем воздуха (н.у.) потребуется для обжига?
5. Какой объем водорода, измеренный при температуре 27°C и давлении 750 мм рт. ст., необходим для получения молибдена из 2,88 г MoO_3 ?
6. На восстановление 1,8 г оксида металла потребовалось 838 мл водорода, измеренного при н.у. Вычислить эквивалентную массу металла.
7. При электролизе раствора бромида одновалентного металла, содержащего 41,2 г этой соли, выделилось 4,48 л водорода (н.у.). Определите какая это соль, считая разложение соли полным.
8. При взаимодействии перманганата калия с избытком H_2O_2 в сернокислом растворе выделилось 5,60 л газа (н.у.). Вычислите молярные концентрации ионов металлов в полученном растворе объемом 200 мл.
9. Составьте уравнения реакций
 $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2 \rightarrow$
 $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{HClO} \rightarrow$
 $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$
 $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 $\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Ag} +$
10. Составьте уравнения реакций
 $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 \rightarrow$
 $\text{Cs} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 $\text{Cu} + \text{O}_2 + \text{HCl}(\text{конц.}) \rightarrow$
 $\text{NaNO}_3 + \text{O}_3 \rightarrow$
 $\text{FeSO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

СЕРА

1. 20,16 л воздуха, содержащего H_2S и не содержащего других восстановителей, оказалось достаточным, чтобы восстановить 7,5 мл 0,12 н раствора йода. Вычислить объемную долю H_2S в воздухе.

2. Сколько мл концентрированной серной кислоты ($\rho=1,84$ г/мл), содержащей 98% H_2SO_4 , теоретически необходимо для перевода в раствор 10 г меди? Какой объем SO_2 (0°C , 101,3 кПа) выделится при этом?
3. Теплоты образования FeS_2 , Fe_2O_3 и SO_2 равны соответственно 148,5; 803,3; 297,4 кДж/моль. Вычислить теплотворную способность (в кДж/кг) серного колчедана, содержащего 20% пустой породы.
4. Какой объем раствора с массовой долей серной кислоты 60% ($\rho=1,5$ г/мл) и раствора с массовой долей серной кислоты 30% ($\rho=1,2$ г/мл) надо взять для приготовления 240 г раствора серной кислоты с массовой долей 50%?
5. Сколько тонн железного колчедана, содержащего 65% дисульфида железа необходимо для получения 5 тонн 98% серной кислоты, считая, что выход продукта на каждой стадии составляет 80%?
6. Какую массу пероксодисерной кислоты можно получить в результате электролиза водного раствора серной кислоты при силе тока 5А в течение 30 мин?
7. Сколько г сульфита натрия содержится в растворе, если на его окисление в кислой среде потребовалось 12 мл раствора перманганата калия с концентрацией 0,1 моль/л?
8. Поступающий в продажу сульфид железа должен содержать не менее 87% FeS . Сероводород, выделившийся при действии кислоты на 1 г продажного реактива прореагировал с 40 г 5% йодной воды. Удовлетворяет ли этот реактив предъявляемым требованиям?
9. Составьте уравнения реакций:
 $\text{Bi} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow$
 $\text{CuS} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow$
 $\text{SO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{H}_2\text{SO}_5 + \text{H}_2\text{S} + \text{KOH} \rightarrow$
 $(\text{NH}_4)_2\text{S}_5 + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow$
10. Составьте уравнения реакций:
 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$



АЗОТ

1. «Царскую водку» получают смешением концентрированных соляной (массовая доля HCl 34%) и азотной (массовая доля HNO_3 65%) кислот, так чтобы ее состав соответствовал мольному соотношению $\text{HCl}:\text{HNO}_3 = 3:1$. Найдите соотношение по объему концентрированных кислот для получения «царской водки» (необходимые значения плотности растворов кислот найдите в справочной литературе).
2. Найдите формулу аммиака, исходя из следующих данных: 1,02 г аммиака при реакции с 10 г оксида меди (II) дают 1,62 г воды и 0,84 г азота.
3. Сколько мл азотной кислоты (плотность 1,14 г/мл) с массовой долей HNO_3 20% пошло на растворение смеси цинка и оксида цинка массой 5,95 г, если при взаимодействии этой смеси с гидроксидом натрия выделился газ объемом 1,12 л (н.у.), а при реакции цинка с HNO_3 азотная кислота восстанавливается до соли аммония.
4. В 100 г 26% раствора азотной кислоты внесли 6,35 г меди. Написать уравнение происходящей реакции. Вычислить массовые доли (в процентах) веществ, содержащихся в растворе по окончании реакции. Растворимостью газообразного продукта реакции можно пренебречь.
5. Сколько мл 54% раствора HNO_3 (плотность 1,34 г/мл) следует добавить к 1 л воды для получения раствора, содержащего 5% HNO_3 ?
6. Сколько граммов йода и сколько мл 36% раствора HNO_3 (плотность 1,22 г/мл) следует взять для получения 1 л 21% раствора HIO_3 (плотность 1,21 г/мл³)? Какой объем NO (0°C и 101,3 кПа) образуется при этом?

7. К 50 мл смеси азота и аммиака прибавили 150 мл водорода, смесь нагрели над платиной. В результате объем ее сократился до 160 мл. Полученную после реакции газовую смесь пропустили через 120 мл 0,2 М раствора соляной кислоты, в результате концентрация кислоты стала равной 0,182 М. Определите состав исходной газовой смеси в мольных процентах. Все объемы газов измерены при н.у.
8. Определите массы образующихся в растворе солей, если через 300 г 5,6% раствора гидроксида калия пропустили 5,6 л (н.у.) оксида азота (IV).
9. Составьте уравнения реакций:

$$\text{I}_2 + \text{NH}_3 \rightarrow$$

$$\text{NO}_2 + \text{H}_2 \rightarrow$$

$$\text{Cl}_3\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{KNO}_3 + \text{C} + \text{S} \rightarrow$$

$$\text{NH}_2\text{OH} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$
10. Составьте уравнения реакций:

$$\text{NH}_4\text{ClO}_4 (t^\circ) \rightarrow$$

$$(\text{N}_2\text{H}_5)_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$

$$(\text{NH}_3\text{OH})_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$

$$\text{HN}_3 + \text{HI} \rightarrow$$

ФОСФОР

1. Технический препарат фосфида цинка содержит примесь металлического цинка. В результате взаимодействия этого препарата с соляной кислотой были получены газы фосфин и водород в мольном соотношении 4:1. Определите массовую долю цинка в техническом препарате.
2. В растворе фосфорной кислоты ($\rho = 1,22$ г/мл) объемом 500 мл с массовой долей H_3PO_4 28% растворили оксид фосфора (V) массой 14,2 г. Определить массовую долю H_3PO_4 в полученном растворе.
3. Оксид фосфора (V), полученный при окислении фосфора массой 6,2 г, растворили в растворе KOH ($\rho = 1,19$ г/мл)

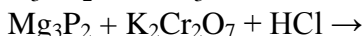
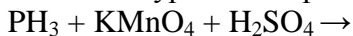
объемом 23,6 мл с массовой долей КОН 20%. Каков состав образовавшейся соли и ее массовая доля в растворе?

4. Установите формулу водородного соединения фосфора, если оно содержит 6,11% (по массе) водорода. Плотность пара этого соединения по аргону равна 1,652.
5. Определите стандартную энтальпию образования PCl_5 из следующих данных:

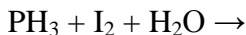
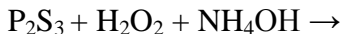
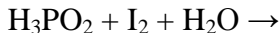


6. Для промышленного получения ортофосфорной кислоты используют фосфоритную руду, содержащую 75% ортофосфата кальция и другие компоненты, не содержащие фосфора. Рассчитайте объем 60% ортофосфорной кислоты ($\rho = 1,43 \text{ г/мл}$), который может быть получен из 1 т руды.
7. В каком из фосфорных удобрений—простой суперфосфат, двойной суперфосфат, преципитат, аммофос—содержание фосфора выше? Выразите его в % P_2O_5 .
8. Какой объем воздуха (при н.у.) потребуется для полного окисления газа, выделившегося при действии воды на 18,2 фосфида кальция?

9. Составьте уравнения реакций:

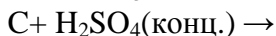
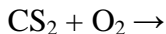


10. Составьте уравнения реакций:

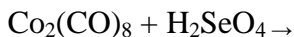
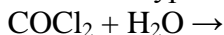


УГЛЕРОД

1. На карбонат кальция массой 60 г действовали раствором хлороводородной кислоты (плотность 1,1 г/мл) объемом 50 мл с массовой долей HCl 20%. Выделяющийся газ пропущен через 0,1 М раствор Ca(OH)_2 объемом 250 мл. Какое вещество образовалось? Определите его массу.
2. Плотность по водороду газовой смеси, состоящей из углекислого газа и кислорода, равна 19. Вычислите объемный состав (в %) этой смеси.
3. При пропускании через раствор гидроксида натрия оксида углерода (IV) объемом 4,9 л (н.у.) получена смесь карбоната и гидрокарбоната натрия массой 22,9 г. Вычислите % состав (по массе) этой смеси.
4. К смеси оксида углерода (II) и оксида углерода (IV) объемом 1 л добавлен кислород объемом 1 л. После сжигания полученной смеси ее объем уменьшился до 1,8 л. Определите состав исходной смеси в % по объему. Какой минимальный объем раствора едкого натра с массовой долей NaOH 10% (плотность 1,11 г/мл) надобится для выделения из полученной после сжигания газовой смеси чистого кислорода?
5. К 20 г остатка полученного после прокаливания 50 г смеси карбоната магния, фосфата кальция и карбоната аммония добавили воду и через смесь пропустили избыток углекислого газа. Масса не растворившегося осадка равна 12 г. Определить массовую долю карбоната аммония в исходной смеси.
6. Сколько г кристаллической соды необходимо для нейтрализации 250 мл 2 М раствора серной кислоты?
7. Рассчитайте pH 10% (плотность 1,10 г/мл) водного раствора карбоната натрия при 25⁰C.
8. Вычислите, сколько теплоты выделится при сгорании 1 м³ (н.у.) водяного пара, содержащего по объему 40% угарного газа, 50% водорода, 5% азота и 5% углекислого газа.
9. Составьте уравнения реакций:



10. Составьте уравнения реакций:



КРЕМНИЙ

1. Оксид кремния массой 24 г прокалили с магнием массой 28,8 г. При обработке образовавшейся массы соляной кислотой выделился водород объемом 6,72 л (н.у.). Определите массу полученного кремния.
2. При сжигании кремневодорода массой 6,2 г получено 12 г оксида кремния (IV). Плотность кремневодорода по воздуху равна 2,14. Установите молекулярную формулу кремневодорода.
3. При сплавлении кремнезема с содой был получен силикат натрия массой 6,1 г. Выделившийся газ был поглощен раствором едкого натра (плотность 1,11 г/мл) объемом 18 мл с массовой долей NaOH 10%. Определите состав образовавшейся соли и ее массовую долю в растворе.
4. Для получения стекла смесь известняка, соды и кремнезема прокалили. Выделившийся при этом газ был поглощен 20% раствором $\text{Ba}(\text{OH})_2$ массой 17,1 г и плотностью 1,10 г/мл до полного растворения первоначально выпавшего осадка. Какой объем газа (н.у.) поглощен баритовой водой? Определите массовую долю соли бария в получившемся растворе.
5. При сгорании газовой смеси, содержащей SiH_4 и CO, образуется газ и 12 г твердого вещества. После пропускания

газа через избыток NaOH получают 5,3 г соли. Определите объем газовой смеси (н.у.).

6. Константа равновесия реакции $\text{SiO} + \text{CO} \leftrightarrow \text{Si} + \text{CO}_2$ при 2000°C равна 0,5. Каковы равновесные концентрации CO и CO_2 , если начальные концентрации этих веществ составляли $C(\text{CO}) = 0,05 \text{ M}$, $C(\text{CO}_2) = 0,01 \text{ M}$?
7. Найти % состав (по массе) смеси, состоящей из кремния, графита и карбоната кальция, если при обработке 34 г смеси раствором щелочи выделилось 22,4 л газа (н.у.), а при обработке такой же порции смеси соляной кислотой получено 2,24 л (н.у.) газа.
8. Рассчитайте pH раствора, полученного 10-кратным (по объему) разбавлением 1 мл силикатного клея, (40% водный раствор силиката натрия с плотностью от 1,45 г/мл).
9. Составьте уравнения реакций:
 $\text{Si} + \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 $\text{SiH}_4 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 $\text{Si}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow$
 $\text{SiC} + \text{KOH} + \text{O}_2 \rightarrow$
 $\text{SiF}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
10. Составьте уравнения реакций:
 $\text{SiS}_2 + \text{O}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
 $\text{SiO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$
 $\text{Si} + \text{HF} + \text{H}_2\text{SeO}_4 \rightarrow$
 $\text{SiCl}_4 + \text{Al}_2\text{O}_3(t^\circ) \rightarrow$
 $\text{SiO}_2 + \text{C} + \text{Cl}_2(t^\circ) \rightarrow$

БОР

1. Сколько кг ортоборной кислоты и какой объем 23%-ного раствора Na_2CO_3 (плотность 1,25 г/мл) необходимо затратить для получения 1 т буры?
2. Пероксоборат натрия $\text{NaBO}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ получают окислением смешанного раствора буры и гидроксида натрия пероксидом водорода. Вычислить расход реактивов – буры (в кг), объемы 30%-ного раствора NaOH (плотность 1,33 г/мл) и 3%-ного

раствора H_2O_2 (плотность 1 г/мл), требуемых для получения 1 т готового продукта, считая, что реактивы берутся в количествах, на 20% превышающих теоретически вычисленные.

3. В некотором боране массовая доля бора составляет 78,26%. Плотность борана по воздуху равна 0,953. Определите молекулярную формулу борана.
4. «Неорганический бензол» – боразол $\text{B}_3\text{N}_3\text{H}_6$ может быть получен при нагревании смеси диборана с аммиаком. Рассчитайте необходимые количества реагентов для получения 10 г боразола, считая, что реакция идет с выходом 60%.
5. Какой объем воздуха (при н.у.) потребуется для сгорания диборана, полученного при действии избытка кислоты на борид магния массой 10 г?
6. Какую массу оксида бора необходимо взять для получения 1 кг боразона (кристаллическая модификация нитрида бора, по твердости не уступающая алмазу)?
7. Используя справочные данные, установите возможность металлотермического получения бора при взаимодействии оксида бора и магния.
8. Вычислите pH раствора, полученного в результате растворения 1 г ортоборной кислоты в воде и доведением объема полученного раствора до 100 мл.
9. Составьте уравнения реакций:

$$\text{Na}[\text{BH}_4] + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{BF}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{B}_2\text{H}_6 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{B}_2\text{O}_3 + \text{NH}_3 (t^\circ) \rightarrow$$

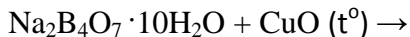
$$\text{B}_2\text{O}_3 + \text{C} (t^\circ) \rightarrow$$
10. Составьте уравнения реакций:

$$\text{B} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow$$

$$\text{B}_2\text{O}_3 + \text{Mg} \rightarrow$$

$$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow$$

$$\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$$



ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ

1. После реакции между пероксидом натрия и водой общий объем раствора составил 750 мл; 10 мл полученного раствора потребовалось для нейтрализации 15 мл 0,2 н HCl. Сколько граммов пероксида натрия вступило в реакцию с водой?
2. Каким объемом 35% раствора гидроксида калия ($\rho = 1,34$ г/мл) можно заменить 10 л 4 н раствора гидроксида калия?
3. Определите % концентрацию раствора гидроксида натрия, получающегося при смешении раствора гидроксида натрия массой 40 г с массовой долей NaOH 15% и с массовой долей NaOH 20 % объемом 16,4 мл ($\rho = 1,22$ г/мл). Сколько литров диоксида углерода может поглотить полученный раствор, если при этом образуется средняя соль? Определите ее массовую долю (%) в образующемся растворе?
4. При взаимодействии некоторого количества водородного соединения одновалентного металла со 100 г воды получился раствор с массовой долей вещества в нем 2,38 %. Масса конечного раствора оказалась на 0,2 г меньше суммы масс воды и исходного водородного соединения. Определите, какое водородное соединение было взято.
5. При прокаливании смеси гидрокарбоната и карбоната натрия массой 1 г выделилось 56 мл углекислого газа (н.у.). При действии избытка соляной кислоты на остаток выделяется газ объемом 168 мл (н.у.). Вычислите массовые доли солей в исходной смеси.
6. Калий массой 3,9 г растворили в воде объемом 200мл. Определите массовую долю растворенного вещества в полученном растворе.
7. Через раствор, содержащий гидроксид натрия массой 60 г, пропустили углекислый газ, полученный при разложении карбоната кальция массой 200 г. Определите массы образовавшихся в растворе продуктов.

8. К раствору, содержащему фосфорную кислоту массой 19,6 г прибавили гидроксид натрия массой 22 г. Полученный раствор выпарили. Определите состав сухого остатка.
9. Напишите уравнения реакций:
 $\text{RbI} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow$
 $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow$
 $\text{RbO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{CrCl}_3 + \text{KO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
 $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{Na} \rightarrow$
10. Напишите уравнения реакций:
 $\text{Na}_2\text{O}_2 + (\text{N}_2\text{H}_5)_2\text{SO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$
 $\text{KO}_2 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{NaN} + \text{Cl}_2 \rightarrow$
 $\text{Li}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow$
 $\text{KO}_2 + (\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

БЕРИЛЛИЙ. МАГНИЙ.

ЩЕЛОЧНОЗЕМЕЛЬНЫЕ МЕТАЛЛЫ

1. После полного гидролиза 1,28 г ацетиленида кальция полученный раствор разбавлен до 2 л. Рассчитайте pH полученного раствора.
2. Имеется 5 г смеси кальция и оксида кальция. Какова масса кальция (г) в смеси, если при реакции 1 г смеси с водой выделилось 224 мл водорода (н.у.)? Какова масса (г) воды, прореагировавшей с 1 г смеси?
3. Жесткость воды равна 4,35 ммоль-экв/л. Какую массу кальцинированной соды надо прибавить к 5 м³ этой воды для устранения жесткости?
4. При кипячении 200 мл воды, содержащей гидрокарбонат магния, выпал осадок массой 5 мг. Чему равна жесткость этой воды?
5. Пользуясь справочными данными, установить при какой температуре возможно получение негашеной извести по реакции: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$.

6. Какой объем 2М раствора серной кислоты потребуется для реакции с жженой магнезией, полученной в результате обжиге образца доломита массой 200 г, содержащего 90% $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$?
7. Сколько времени потребуется для выделения 10 г бериллия путем электролиза расплава хлорида бериллия при силе тока 3А? Какое еще вещество образуется в результате электролиза? Определите его массу и объем (при н.у.).
8. Пользуясь справочными данными, рассчитайте рН насыщенного водного раствора гидроксида магния.
9. Напишите уравнения реакций:
 $\text{BeH}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KOH} \rightarrow$
 $\text{MgC}_2 + \text{Na}_2\text{SeO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{BaO}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{BaSe} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
 $\text{SrH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
10. Напишите уравнения реакций:
 $\text{Be}_3\text{N}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$
 $\text{MgH}_2 + \text{Na}_2\text{TeO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{Ca}_3\text{P}_2 + \text{HClO} \rightarrow$
 $\text{CaC}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

АЛЮМИНИЙ

1. Амальгаму натрия и алюминия массой 5,48 г обработали избытком соляной кислоты. При этом выделилось 1,12 л водорода (н.у.). Нерастворенное вещество отделили от раствора и взвесили. Его масса составила 4,02 г. Определите массовый состав амальгамы (%).
2. Рассчитайте массы продуктов, полученных при электролизе 5 л водного раствора хлорида алюминия ($\rho = 1,09$ г/мл) с массовой долей AlCl_3 10%.
3. Используя справочные данные, рассчитайте количество теплоты, выделяющейся при горении 10 г

железоалюминиевой термитной смеси, содержащей 25% алюминия и 75 % магнитного железняка.

4. Установите формулу вещества с молекулярной массой 318, состоящего из алюминия (массовая доля 17,0%), углерода (22,6%) и кислорода (60,4%).
5. К соли, полученной при взаимодействии алюминия массой 30 г и серы массой 48 г, добавили избыток воды. Выделившийся газ пропустили через 0,2 М раствор сульфата кадмия объемом 10 л. Рассчитайте конечную концентрацию сульфата кадмия в растворе.
6. Сколько мл 40% раствора гидроксида натрия ($\rho=1,43$ г/мл) требуется для растворения смеси алюминия с оксидом алюминия массой 14,1 г, если при этом выделился газ объемом 11,2 л (н.у.)?
7. Определите в каком соотношении необходимо взять навески алюминия и магния, чтобы при растворении их в азотной кислоте выделились бы равные объемы азота.
8. Газ, выделившийся на аноде при промышленном получении алюминия, был пропущен до прекращения поглощения через раствор гидроксида калия с массовой долей KOH 10,5% ($\rho=1,1$ г/мл) объемом 1,5 л. Определите массовую долю соли, образовавшейся в растворе и массу полученного алюминия.
9. Напишите уравнения реакций:
 $\text{AlCl}_3 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 $\text{Al} + \text{Ag}_2\text{S} \rightarrow$
 $\text{Al} + \text{Fe}_3\text{O}_4 \rightarrow$
 $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{C} + \text{N}_2 \rightarrow$
 $\text{Al}_2\text{S}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH (сплав.)} \rightarrow$
10. Напишите уравнения реакций:
 $\text{Al}_4\text{C}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$
 $\text{Al}_2\text{S}_3 + \text{Na}_2\text{SeO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{Al} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{Al} + \text{NH}_3 \rightarrow$
 $\text{Al} + \text{KMnO}_4 \text{ (сплав.)} \rightarrow$

ОЛОВО. СВИНЕЦ

1. Какой объем 1,0 н гидроксида калия необходимо добавить к 0,2 л 4% раствора хлорида олова (II) ($\rho = 1,03$ г/мл), чтобы последний полностью перевести в тетрагидроксоантат(II) калия?
2. Рассчитайте, выпадет ли осадок после сливания 50 мл 0,1 % раствора нитрата свинца (II) и 25 мл 0,001 % раствора хромата натрия. Плотность растворов принять равной 1 г/мл.
3. Свинцовую пластинку массой 25,0 г опустили в раствор нитрата серебра. После окончания реакции промытая и высушенная пластинка имела массу 25,9 г. Чем вызвано увеличение массы пластинки? Какое вещество и в каком количестве осталось в растворе?
4. Вычислите массу сульфата $Pb(II)$, полученного при взаимодействии 150 г раствора нитрата свинца (II) с массовой долей $Pb(NO_3)_2$ 8% и 70 г раствора сульфида натрия с массовой долей Na_2S 6% и последующем воздействии на полученный осадок разбавленной азотной кислоты.
5. Предельно допустимая концентрация свинца в промышленных сточных водах 0,1 мг/л. Обеспечивается ли очистка сточных вод от свинца осаждением а) хлорида; б) карбоната; в) сульфида?
6. На основании расчета стандартного значения ЭДС реакции, определите возможность протекания реакции в кислой среде между диоксидом свинца и следующими веществами: а) соль $Fe(II)$; б) бром; 3) щавелевая кислота; г) перекись водорода. Для одной из реакций рассчитайте константу равновесия.
7. Предполагают, что смесь металлических опилок содержит магний, алюминий и олово. При растворении 0,75 г опилок в соляной кислоте выделилось 0,784 л водорода (н.у.). При сжигании такой же навески в токе кислорода образовалось 1,31 г оксидов. Установите процентный состав исходной смеси.

8. Олово, полученное в результате восстановления углеродом диоксида олова массой 1,51 г было растворено в концентрированной азотной кислоте. Выделившийся газ пропускают через раствор 2 М гидроксида натрия. Какой минимальный объем этого раствора потребуется для поглощения газа?
9. Напишите уравнения реакций:
- $$\text{SnCl}_4 + \text{H}_2 \rightarrow$$
- $$\text{SnS}_2 + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow$$
- $$\text{SnCl}_2 + \text{KBrO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$$
- $$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KClO} + \text{KOH} \rightarrow$$
- $$\text{Pb}_3\text{O}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$
10. Напишите уравнения реакций:
- $$\text{SnCl}_2 + \text{HgCl}_2 \rightarrow$$
- $$\text{PbCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow$$
- $$\text{SnCl}_2 + (\text{NH}_3\text{OH})\text{OH} + \text{NaOH} \rightarrow$$
- $$\text{Na}_2\text{PbO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$$
- $$\text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$$

МЫШЬЯК. СУРЬМА. ВИСМУТ

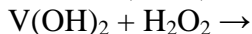
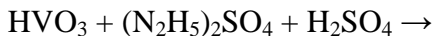
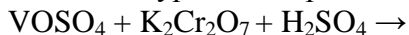
1. Напишите уравнение реакции окисления арсенита натрия перманганатом калия в щелочной среде и определите объем 0,1 н KMnO_4 , необходимый для окисления 2,5 г Na_3AsO_3 .
2. Раствор Na_3AsO_4 прибавлен к подкисленному раствору йодида калия. На восстановление выделившегося йода израсходовано 27 мл 0,2 н раствора тиосульфата. Сколько Na_3AsO_4 содержалось в растворе?
3. Какой газ и в каком объеме (н.у.) выделится при взаимодействии металлического висмута с 200 мл азотной кислоты, если в одном случае это разбавленный раствор HNO_3 , концентрация которого равна 0,8 М, а в другом – концентрированный раствор, в котором массовая доля HNO_3 48%.

4. Сколько % Sb_2S_3 содержит антимонит, если при обжиге образца массой 60 г образовалось 10 л (н.у.) сернистого газа?
5. Сколько мл раствора 65% азотной кислоты потребуется для растворения 5 г сульфида висмута (III)?
6. При проведении пробы Марша, сурьма (также как и мышьяк) дает металлическое «зеркало», за счет разложения выделяющегося стибина. Напишите уравнения протекающих в ходе этого анализа реакций, если анализируемое вещество содержит оксид сурьмы (III). Установите формулу стибина, если известно, что при разложении 7,46 л этого газа (н.у.) образуется 40,58 г сурьмы и 11,2 л (н.у.) водорода.
7. При действии царской водки на металлическую сурьму массой 2 г в растворе образуется комплексная кислота, которая при кипячении водного раствора разлагается с образованием оксида сурьмы (V). Сколько л водорода (н.у.) потребуется для восстановления образовавшегося оксида до металла, если выход реакции составляет 80%?
8. Можно ли использовать висмутат натрия в кислой среде для окисления следующих веществ: а) соли Co(II) ; б) соли Ce(III) ; в) соли Mn(II) ; г) соли Cr(III) ; д) перекиси водорода? Ответ подтвердите расчетами.
9. Напишите уравнения реакций:
 $\text{BiCl}_3 + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{KOH} \rightarrow$
 $\text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$
 $\text{Zn}_3\text{Sb}_2 + \text{HCl} \rightarrow$
 $\text{Sb} + \text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{NaBiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
10. Напишите уравнения реакций:
 $\text{H}_2\text{SbO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow$
 $\text{Mg}_3\text{Sb}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{H}_3[\text{SbCl}_6] + \text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow$
 $\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
 $\text{Bi(OH)}_3 + \text{Na}_2[\text{Sn(OH)}_4] \rightarrow$

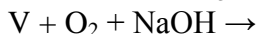
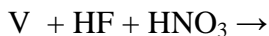
ВАНАДИЙ

1. Какая масса ванадата аммония с массовой долей примесей 25% потребуется для получения 9,1 г оксида ванадия (V)? Какой объем аммиака (н.у.) выделится при этом? Выход продукта реакции составляет 70%.
2. Сколько мг железа(II) содержится в подкисленном соляной кислотой растворе, если на его титрование было израсходовано 20,5 мл 0,05 М раствора ванадата аммония?
3. Используя справочные данные, определите какие из нижеперечисленных веществ: иодид калия, сульфит натрия, сульфат железа(II), цинк можно использовать в кислой среде для: а) восстановления VO_2^+ до VO^{2+} б) восстановления VO^{2+} до V^{3+} ; в) восстановления VO^{2+} до V^{2+} ; г) VO^{2+} до V.
4. Сульфат ванадия (II), полученный при восстановлении оксида ванадия (V) цинком в сернокислом растворе, был выделен в кристаллическом состоянии. При стоянии на воздухе водного раствор полученной соли выделилось 100 мл газа (н.у.). Сколько г оксида ванадия (V) вступило в реакцию?
5. Установите какой оксид ванадия образовался, в результате восстановления 33,2 г оксида ванадия (IV) водородом, если в реакцию вступило 4,48 л водорода (н.у.).
6. Установите формулу кристаллогидрата сульфата ванадила, если на окисление его навески массой 4,3350 г до V_2O_5 в нейтральной среде потребовалось 50 мл 0,1 М раствора перманганата калия.
7. В результате растворения навески технического ванадия массой 6,75 г в горячей концентрированной серной кислоте образовался голубой раствор и выделилось 5,6 л газа (н.у.). Определить % содержание ванадия в техническом препарате.
8. При действии водного раствора аммиака на раствор, содержащий 5 г калиево-ванадиевых квасцов, выпал осадок, растворившийся в соляной кислоте с образованием зеленого раствора. Сколько л кислорода (при н.у.) потребуется для окисления образовавшейся в растворе соли?

9. Напишите уравнения реакций:



10. Напишите уравнения реакций:



ХРОМ

1. При разложении $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ получены кислород, хромат калия и оксид хрома (III). Весь выделившийся кислород прореагировал с хромом массой 20,4 г. В результате обработки хромата калия концентрированной серной кислотой образовался оксид хрома (VI). Сколько г оксида хрома (III) и оксида хрома (VI) было получено?
2. Пользуясь справочными данными, вычислите молярную растворимость хромата бария и определите, сколько мг этой соли может быть растворено в 500 мл воды.
3. Хром, полученный в результате восстановления 5 г оксида хрома(III) алюминием растворили в горячей концентрированной серной кислоте. Какую массу кристаллогидрата $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ можно выделить из полученного раствора?
4. Сколько кг хромистого железняка (с массовой долей хромита железа 30%) и каменного угля (с массовой долей углерода 90%) потребуется для получения хрома массой 200 кг?
5. Кристаллогидрат хлорида хрома массой 5,33 г теряет при обезвоживании 2,16 г воды. Установите формулу кристаллогидрата.

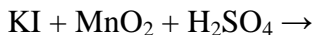
6. Хватит ли газа, выделившегося при действии избытка соляной кислоты на 58,8 г дихромата калия, для получения 20 г бертолетовой соли?
7. Сколько г хромокалиевых квасцов может быть получено в результате взаимодействия подкисленного серной кислотой раствора, содержащего 10 г дихромата калия и 10 мл этилового спирта?
8. Как изменяется электродный потенциал системы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ при изменении кислотности среды? Рассчитайте, при каких значениях pH дихромат калия окисляет: а) иодид –ионы; б) ионы Fe^{2+} ; в) нитрит- ионы?
9. Напишите уравнения реакций:
 $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
 $\text{NaNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
 $\text{CrCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
10. Напишите уравнения реакций:
 $\text{KCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{S} \rightarrow$
 $\text{CrO}_3 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow$
 $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
 $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{CO}_3 (t^\circ) \rightarrow$

МАРГАНЕЦ

1. Какую массу диоксида марганца и какой объем раствора концентрированной соляной кислоты ($\omega = 36,5\%$, $\rho = 1,18$ г/мл) надо израсходовать, чтобы полученным хлором вытеснить весь бром из 238 г 10% раствора бромида калия.
2. Кислород, выделяющийся при разложении перманганата калия, был весь израсходован на превращение оксида марганца (IV) в манганат калия в щелочной среде. Определите массу разложившегося перманганата калия и образовавшегося манганата калия, если в реакцию вступил

раствор гидроксида калия ($\rho = 1,2$ г/мл) объемом 50 мл с массовой долей гидроксида калия 22%.

3. Напишите уравнение реакции взаимодействия перманганата калия с йодидом калия в сернокислом растворе. Какая масса йода выделится, если в реакцию вступило 0,3 л раствора перманганата калия ($\rho = 1,04$ г/мл) с массовой долей KMnO_4 6%.
4. Сколько г перманганата калия потребуется для полного окисления 1 г глюкозы в кислой среде?
5. Установите на основании расчета стандартной ЭДС реакции может ли в перманганат калия в кислой среде окислить: а) пероксид натрия; б) алюминий; в) сульфат церия(III); г) сульфат хрома(III); д) нитрит калия? Для одной из реакций, рассчитайте константу равновесия.
6. Пользуясь справочными данными, рассчитайте тепловой эффект реакции алюмотермического получения марганца из диоксида марганца.
7. При каком минимальном значении pH возможно выпадение осадка гидроксида марганца(II) из 0,01М раствора сульфата марганца(II)?
8. При растворении в соляной кислоте сухого остатка, полученного в результате прокаливании нитрата марганца(II), выделился газ объемом 2,24л (н.у.). Какой объем горячего раствора гидроксида калия с концентрацией 2М потребуется для полного поглощения этого газа? Какая масса нитрата марганца подверглась разложению?
9. Напишите уравнения реакций:
 $\text{KMnO}_4 + \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
 $\text{MnO}_2 + (\text{N}_2\text{H}_5)_2\text{SO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
 $\text{KMnO}_4 + \text{Al} + \text{KOH} \rightarrow$
 $\text{MnSO}_4 + \text{CaOCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
10. Напишите уравнения реакций:
 $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
 $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (электролиз) \rightarrow



ЖЕЛЕЗО. КОБАЛЬТ. НИКЕЛЬ

1. Железную пластинку массой 15 г опустили в раствор сульфата меди. По окончании реакции масса пластины оказалась равной 15,75 г. Определите массу растворившегося железа.
2. Решите следующие задачи: а) сколько мл воды надо взять для растворения 27,8 г $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, чтобы приготовить 8%-й (по массе) раствор FeSO_4 ? б) сколько граммов $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ следует добавить к этому раствору, чтобы процентное содержание FeSO_4 возросло до 15% (по массе)?
3. При электролизе раствора, содержащего 2,895 г смеси FeCl_2 и FeCl_3 на катоде выделилось 1,12 г металла. Вычислите массовую долю (в процентах) каждого из компонентов исходной смеси, если электролиз производили до полного осаждения железа.
4. Сколько мл 0,1 н раствора FeCl_3 требуется для выделения из раствора иодида калия 0,0272 г йода?
5. На взаимодействие смеси меди, железа и алюминия со щелочью потребовалось 13,33 г гидроксида натрия. При хлорировании такой же навески смеси в реакцию вступило 12,5 л хлора (н.у.). При действии на такую же навеску соляной кислотой с массовой долей HCl 10% ее потребовалось 344 мл ($\rho=1,1$ г/мл). Установите % состав смеси.
6. При действии избытка раствора нитрата серебра на 100 мл 0,1 М растворов лутеосоли ($\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$) и пурпуреосоли ($\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$) выпало 4,31 г и 2,87 г осадка, соответственно. Установите координационные формулы этих солей и назовите их по систематической номенклатуре.

7. Используя справочные данные, рассчитайте стандартное значение ЭДС железо-никелевого и никель-кадмиевого аккумуляторов.
8. При действии на карбонил никеля концентрированной азотной кислоты выделилась смесь газов при пропускании которой с через известковую воду образовалось 2 г осадка. Сколько г карбонила никеля вступило в реакцию?
9. Напишите уравнения реакций:

$$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$$

$$\text{FeCl}_3 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{BaFeO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$

$$\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] + \text{HNO}_3 \rightarrow$$

$$\text{NiSO}_4 + \text{KCN}(\text{изб.}) \rightarrow$$
10. Напишите уравнения реакций:

$$\text{FeS}_2 + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow$$

$$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NH}_2\text{OH} \rightarrow$$

$$\text{Co}_3\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$

$$\text{Ni}(\text{CO})_4 + \text{O}_2(t^0) \rightarrow$$

$$\text{K}_4[\text{Co}(\text{CN})_6] + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

МЕДЬ. СЕРЕБРО. ЗОЛОТО

1. Раствор CuCl_2 объемом 25 мл выделил из раствора иодида калия 0,3173 г йода. Какова молярность раствора CuCl_2 ? Какова нормальность раствора CuCl_2 как окислителя?
2. Кусок латуни массой 0,8 г растворен в азотной кислоте. При электролизе этого раствора на катоде выделилось 0,496 г меди. Напишите уравнения реакций и определите марку латуни (марка простой латуни составляется из буквы Л и двузначной цифры, показывающей содержание меди в %).
3. Чему равен потенциал серебряного электрода, опущенного в насыщенный водный раствор хлорида серебра?
4. При взаимодействии 3,92 г гидроксида меди (II) и 150 мл водного раствора аммиака с массовой долей NH_3 25% и плотностью 0,907 г/мл образовался раствор гидроксида

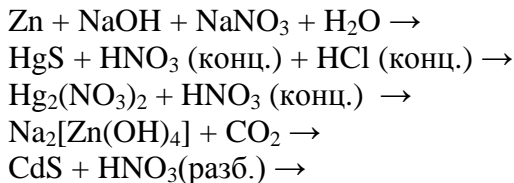
тетраамминмеди (II). Определите массовую долю (%) этого вещества в полученном растворе.

5. Сплав массой 2,72 г, содержащий свинец, алюминий и медь, растворили в 50% азотной кислоте. При добавлении к полученному раствору серной кислоты выпал осадок массой 1,515 г. В оставшийся раствор пропустили сероводород. Полученный осадок прокалили на воздухе и получили вещество массой 1,6 г. Определите % состав сплава.
6. При прокаливании смеси мрамора и малахита массой 4,42 г остался нелетучий остаток массой 2,72 г. Определите массовую долю карбонатов в смеси.
7. Золотосодержащий сплав массой 1,4286 г растворили в царской водке, действовали на полученный раствор раствором железного купороса и при этом образовалось 0,8329 г осадка. Определите пробу сплава золота.
8. Алюминиевая пластинка массой 1 г была опущена в 50 мл 0,5 М раствора нитрата серебра. Как изменится масса пластинки после окончания реакции?
9. Напишите уравнения реакций:
 $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{глицерин} + \text{NaOH} \rightarrow$
 $\text{CuSO}_4 + \text{N}_2\text{H}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
 $\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
 $\text{H}[\text{AuCl}_4] + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 $\text{FeCuS}_2 + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow$
10. Напишите уравнения реакций:
 $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 + (\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow$
 $\text{CuCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
 $\text{Ag} + \text{O}_2 + \text{KCN} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 $\text{H}[\text{AuCl}_4] + \text{HCOH} + \text{NaOH} \rightarrow$
 $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2] + \text{K}_2\text{S} \rightarrow$

ЦИНК. КАДМИЙ. РТУТЬ

1. Сколько цинка, содержащего 5% примесей, потребуется для получения 100 мл водорода, измеренного при 20°C и 740 мм рт. ст. ?

2. Вычислите теплоту образования ZnO исходя из уравнения реакции $\text{ZnO} + \text{C} = \text{CO} + \text{Zn}$; $\Delta H = -237$ кДж/моль, $\Delta H^0(\text{CO}) = -110$ кДж/моль.
3. Определите молярность и нормальность 25% раствора CdSO_4 ($\rho = 1,2$ г /мл)
4. Используя справочные данные, рассчитайте концентрацию свободных ионов кадмия в 0,1 М растворе $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$. Выпадет ли осадок сульфида кадмия при действии на этот раствор равным объемом 0,1 М раствора Na_2S ?
5. При растворении смеси металлической ртути и оксида ртути (II) массой 1,2 г в концентрированной азотной кислоте выделился бурый газ, который полностью прореагировал с 25 мл 0,5 М раствора иодида калия. Рассчитайте % состав исходной смеси.
6. В 20% раствор нитрата ртути (I) массой 264 г поместили железные опилки. Через некоторое время массовая доля нитрата ртути(I) в растворе понизилась до 6%. Какая масса ртути получена в результате реакции?
7. Рассчитайте массы продуктов термического разложения 10 г роданида (тиоцианата) ртути(II)—сульфида ртути (II), нитрида углерода и сероуглерода (эту эффектную реакцию часто используют в качестве «фараоновой змеи»).
8. Для демеркуризации (удаление ртути) жилых помещений часто используют следующие составы: 0,2% подкисленный раствор перманганата калия, 20% раствор хлорного железа. Рассчитайте массу этих растворов, необходимую для нейтрализации пролитой из медицинского термометра ртути (около 4 г ртути).
9. Напишите уравнения реакций:
 $\text{Zn} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{Hg}_2\text{I}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow$
 $\text{ZnS} + \text{O}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
 $\text{K}_2[\text{HgI}_4] + \text{KOH}(\text{конц.}) \rightarrow$
 $\text{CdO} + \text{NaCN} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
10. Напишите уравнения реакций:



РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Тамм, М.Е. Неорганическая химия. Т. 1. Физико-химические основы неорганической химии / М.Е. Тамм, Ю.Д. Третьяков. - М.: Изд. центр «Академия», 2004. - 240 с.
2. Неорганическая химия. Т. 2. Химия непереходных элементов / А.А. Дроздов и др.; Под ред. Ю.Д. Третьякова. - М.: Изд.центр «Академия», 2004. - 368 с.
3. Неорганическая химия. Т. 3. Химия переходных элементов. Кн. 1./ А.А. Дроздов и др.; Под ред. Ю.Д. Третьякова. - М.:Изд. центр «Академия», 2007. - 352 с.
4. Неорганическая химия. Т. 3. Химия переходных элементов. Кн. 2. / А.А. Дроздов и др.; Под ред. Ю.Д. Третьякова. - М.: Изд. центр «Академия», 2007. - 400 с.
5. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш.школа. 2001. –743 с.
6. Практикум по неорганической химии. Под ред. Ю.Д. Третьякова. - М.: Изд. Центр «Академия», 2004. - 384 с.
7. Васильева, З.Г. Лабораторные работы по общей и неорганической химии / З.Г. Васильева, А.А. Грановская, А.А. Таперова. – Л.: Химия, 1986. – 288 с.
8. Ардашникова, Е.И. Сборник задач по неорганической химии / Е.И. Ардашникова, Г.Н. Мазо, М.Е. Тамм.; Под ред. Ю.Д. Третьякова. М.: Изд. центр «Академия», 2008. - 208 с.
9. Задачи и вопросы по общей и неорганической химии с ответами и решениями / Ю.М. Коренев и др. – М.: Мир, 2004. – 368 с.
10. Неорганическая химия. Химия элементов. Учебник в 2 томах / Ю.Д. Третьяков и др. - М.: ИКЦ «Академкнига». 2007.

11. Коттон, Ф. Современная неорганическая химия: в 3 т./ Ф. Коттон, Дж. Уилкинсон. – М.: Мир, 1969.
12. Хьюи, Дж. Неорганическая химия. Строение вещества и реакционная способность. – М.: Химия, 1987. - 696с.
13. Шрайвер, Д. Неорганическая химия: в 2 т. / Д. Шрайвер, П. Эткинс – М.: Мир, 2004.
14. Координационная химия / В.В. Скопенко и др. – М.: ИКЦ «Академкнига», 2007. - 487с.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Константы диссоциации кислот и оснований в водных растворах при 25⁰С

Электролит	pK
КИСЛОТЫ	
Азотистая HNO ₂	3,29
Бензойная	4,20
Борная (орто)	9,15 (pK ₁) 12,74 (pK ₂) 13,80 (pK ₃)
Бромноватая HBrO ₃	0,70
Бромноватистая HBrO	8,70
Винная	2,98 (pK ₁) 4,52 (pK ₂)
Иодноватая HIO ₃	0,77
Иодноватистая HIO	10,64
Кремниевая (мета) H ₂ SiO ₃	9,66 (pK ₁) 11,80 (pK ₂)
н-Масляная C ₃ H ₇ COOH	4,82
Молочная CH ₃ CH(OH) COOH	3,86
Муравьиная HCOOH	3,75
Перекись водорода H ₂ O ₂	11,70
Роданистоводородная (тиоциановая) HSCN	0,85

Серная H_2SO_4	2,00 (pK_2)
Сернистая H_2SO_3	1,85 (pK_1) 7,20 (pK_2)
Сероводородная H_2S	6,99 (pK_1) 12,60 (pK_2)
Синильная HCN	9,30
Угльная H_2CO_3	6,35 (pK_1) 10,32 (pK_2)
Уксусная CH_3COOH	4,76
Фенол $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$	10,0
Фосфорная (орто) H_3PO_4	2,15 (pK_1) 7,21 (pK_2) 12,30 (pK_3)
Фтористоводородная HF	3,19
Хлористая HClO_2	1,97
Хлорноватистая HClO	7,53
Щавелевая $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	1,25 (pK_1) 4,27 (pK_2)
ОСНОВАНИЯ	
Гидроксид аммония NH_4OH	4,76
Этилендиамин $\text{H}_2\text{N CH}_2\text{CH}_2 \text{NH}_2$	4,07 (pK_1) 7,15 (pK_2)
Этиламин $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	3,19
Анилин $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	9,37
Пиридин $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	8,82
AgOH	3,96
$\text{Al}(\text{OH})_3$	8,86 (pK_3)
$\text{Cd}(\text{OH})_2$	2,30 (pK_2)
$\text{Co}(\text{OH})_2$	4,40 (pK_2)
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	6,47 (pK_2)
$\text{Cr}(\text{OH})_3$	10,00 (pK_3)
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	3,89 (pK_2)
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	10,74 (pK_2) 11,89 (pK_3)

$\text{Mg}(\text{OH})_2$	2,60 (pK_2)
$\text{Ni}(\text{OH})_2$	4,60 (pK_2)
$\text{Pb}(\text{OH})_2$	3,02 (pK_1) 7,52 (pK_2)
$\text{Zn}(\text{OH})_2$	4,36 (pK_1) 8,82 (pK_2)

Интервалы перехода окраски некоторых индикаторов

Индикатор	pH	Переход окраски
Метиловый оранжевый	3,1—4,0	Красный-желтый
Метиловый красный	4,2—6,2	Красный-желтый
Лакмус	5,0—8,0	Красный-синий
Бромтимоловый синий	6,0—7,6	Желтый-синий
Феноловый красный	6,8—8,4	Желтый-красный
Тимолфталейн	9,3—10,5	Бесцветный- синий
Фенолфталейн	8,2—10,0	Бесцветный- малиновый

Произведения растворимости (ПР) некоторых малорастворимых веществ в воде при 25⁰С

Вещество, формула	ПР
ХЛОРИДЫ	
AgCl	$1,6 \cdot 10^{-10}$
CuCl_2	$1,8 \cdot 10^{-7}$
Hg_2Cl_2	$1,1 \cdot 10^{-18}$

PbCl ₂	$2,4 \cdot 10^{-4}$
БРОМИДЫ	
AgBr	$7,7 \cdot 10^{-13}$
CuBr	$5,3 \cdot 10^{-9}$
Hg ₂ Br ₂	$5,2 \cdot 10^{-23}$
PbBr ₂	$7,4 \cdot 10^{-5}$
ЙОДИДЫ	
AgI	$1,5 \cdot 10^{-16}$
CuI	$1,1 \cdot 10^{-12}$
Hg ₂ I ₂	$4,5 \cdot 10^{-29}$
PbI ₂	$8,7 \cdot 10^{-9}$
СУЛЬФИДЫ	
Ag ₂ S	$1,6 \cdot 10^{-49}$
Bi ₂ S ₃	$1,6 \cdot 10^{-72}$
CdS	$3,6 \cdot 10^{-29}$
CoS(α)	$3,1 \cdot 10^{-23}$
CuS	$3,2 \cdot 10^{-38}$
Cu ₂ S	$2,6 \cdot 10^{-49}$
FeS	$4,0 \cdot 10^{-20}$
HgS	$4,0 \cdot 10^{-53}$
Hg ₂ S	$1,0 \cdot 10^{-45}$
MnS	$1,4 \cdot 10^{-15}$
NiS(α)	$3,0 \cdot 10^{-21}$
PbS	$6,8 \cdot 10^{-29}$
Sb ₂ S ₃	$3,0 \cdot 10^{-27}$
SnS	$1,0 \cdot 10^{-28}$
ZnS	$7,9 \cdot 10^{-26}$
СУЛЬФАТЫ	
Ag ₂ SO ₄	$7,7 \cdot 10^{-5}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$
CaSO ₄	$6,1 \cdot 10^{-5}$
SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
Hg ₂ SO ₄	$2,8 \cdot 10^{-7}$
PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$

КАРБОНАТЫ	
Ag_2CO_3	$7,7 \cdot 10^{-5}$
BaCO_3	$8,1 \cdot 10^{-9}$
CaCO_3	$4,8 \cdot 10^{-14}$
CdCO_3	$2,5 \cdot 10^{-11}$
Hg_2CO_3	$9,0 \cdot 10^{-17}$
FeCO_3	$2,5 \cdot 10^{-11}$
MgCO_3	$1,0 \cdot 10^{-5}$
MnCO_3	$8,8 \cdot 10^{-11}$
PbCO_3	$1,5 \cdot 10^{-13}$
SrCO_3	$1,6 \cdot 10^{-9}$
ZnCO_3	$2,7 \cdot 10^{-8}$
ХРОМАТЫ	
Ag_2CrO_4	$9,0 \cdot 10^{-12}$
BaCrO_4	$2,4 \cdot 10^{-10}$
CaCrO_4	$2,3 \cdot 10^{-2}$
PbCrO_4	$1,77 \cdot 10^{-14}$
SrCrO_4	$3,5 \cdot 10^{-5}$
ОКСАЛАТЫ	
$\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$1,1 \cdot 10^{-11}$
$\text{BaC}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	$1,6 \cdot 10^{-7}$
$\text{CaC}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$	$2,6 \cdot 10^{-9}$
$\text{CdC}_2\text{O}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$	$1,5 \cdot 10^{-8}$
MgC_2O_4	$8,6 \cdot 10^{-5}$
PbC_2O_4	$3,2 \cdot 10^{-11}$
SrC_2O_4	$5,6 \cdot 10^{-8}$
ZnC_2O_4	$7,5 \cdot 10^{-9}$
NiC_2O_4	$4,2 \cdot 10^{-10}$
ФОСФАТЫ	
Ag_3PO_4	$1,8 \cdot 10^{-18}$
MgNH_4PO_4	$2,5 \cdot 10^{-13}$
$\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$	$1,0 \cdot 10^{-34}$
ГИДРОКСИДЫ	
$\text{Al}(\text{OH})_3$	$1,9 \cdot 10^{-32}$

Ca(OH)_2	$3,1 \cdot 10^{-5}$
Cd(OH)_2	$2,4 \cdot 10^{-13}$
Co(OH)_2	$2,0 \cdot 10^{-16}$
Cr(OH)_3	$5,4 \cdot 10^{-31}$
Sb(OH)_3	$4,0 \cdot 10^{-42}$
Cu(OH)_2	$5,5 \cdot 10^{-20}$
Fe(OH)_2	$1,6 \cdot 10^{-14}$
Fe(OH)_3	$1,1 \cdot 10^{-39}$
Mg(OH)_2	$1,2 \cdot 10^{-11}$
Mn(OH)_2	$4,0 \cdot 10^{-14}$
Ni(OH)_2	$8,7 \cdot 10^{-19}$
Pb(OH)_2	$6,8 \cdot 10^{-13}$
Sn(OH)_2	$5,0 \cdot 10^{-26}$
Ti(OH)_2	$1,0 \cdot 10^{-35}$
Zn(OH)_2	$1,0 \cdot 10^{-17}$

**Константы устойчивости комплексных ионов
в водных растворах**

КОМПЛЕКСНЫЙ ИОН	КОНСТАНТА УСТОЙЧИВОСТИ
КОМПЛЕКСЫ С НЕОРГАНИЧЕСКИМИ ЛИГАНДАМИ	
$[\text{Ag(CN)}_2]^-$	$7,1 \cdot 10^{19}$
$[\text{Ag(NH}_3)_2]^+$	$1,7 \cdot 10^7$
$[\text{AgCl}_2]^-$	$1,1 \cdot 10^5$
$[\text{Ag(S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$2,9 \cdot 10^{13}$
$[\text{Al(OH)}_4]^-$	$1,0 \cdot 10^{33}$
$[\text{AlF}_6]^{3-}$	$6,3 \cdot 10^{20}$
$[\text{Au(CN)}_4]^-$	$1,0 \cdot 10^{56}$
$[\text{BiI}_4]^-$	$3,2 \cdot 10^{14}$
$[\text{CdCl}_4]^{2-}$	$7,9 \cdot 10^2$
$[\text{CdI}_4]^{2-}$	$2,6 \cdot 10^5$
$[\text{Cd(CN)}_4]^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{17}$
$[\text{Cd(NH}_3)_4]^{2+}$	$3,6 \cdot 10^6$

$[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$2,0 \cdot 10^3$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$2,5 \cdot 10^4$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$1,6 \cdot 10^{35}$
$[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$	$9,3 \cdot 10^{27}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$7,9 \cdot 10^{12}$
$[\text{Cu}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$3,3 \cdot 10^6$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$7,9 \cdot 10^{36}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$7,9 \cdot 10^{43}$
$[\text{FeF}_6]^{3-}$	$1,3 \cdot 10^{16}$
$[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$	$1,7 \cdot 10^3$
$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{21}$
$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$6,8 \cdot 10^{29}$
$[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$1,6 \cdot 10^{21}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,1 \cdot 10^{31}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$1,1 \cdot 10^8$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$5,0 \cdot 10^9$
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$4,2 \cdot 10^{19}$
КОМПЛЕКСЫ С ЭДТА	
$[\text{Ca}(\text{edta})]^{2-}$	$5,0 \cdot 10^{10}$
$[\text{Cd}(\text{edta})]^{2-}$	$2,9 \cdot 10^{16}$
$[\text{Cu}(\text{edta})]^{2-}$	$6,3 \cdot 10^{18}$
$[\text{Fe}(\text{edta})]^{2-}$	$1,6 \cdot 10^{14}$
$[\text{Fe}(\text{edta})]^-$	$1,3 \cdot 10^{25}$
$[\text{Hg}(\text{edta})]^{2-}$	$6,3 \cdot 10^{21}$
$[\text{Mg}(\text{edta})]^{2-}$	$5,0 \cdot 10^8$
$[\text{Ni}(\text{edta})]^{2-}$	$1,6 \cdot 10^{18}$
$[\text{Pb}(\text{edta})]^{2-}$	$1,1 \cdot 10^{18}$
$[\text{Zn}(\text{edta})]^{2-}$	$1,8 \cdot 10^{16}$

**Стандартные электродные потенциалы в водных
растворах при 25⁰С**

ЭЛЕКТРОДНЫЙ ПРОЦЕСС	E⁰, В
АЗОТ	

$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = 2\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{OH}^-$	-3,04
$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{N}_2\text{H}_4 + 4\text{OH}^-$	-1,16
$\text{N}_2 + 8\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = 2\text{NH}_4\text{OH} + 6\text{OH}^-$	-0,74
$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + \text{e} = \text{NO} + 2\text{OH}^-$	-0,46
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{NO} + 4\text{OH}^-$	-0,14
$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	0,01
$2\text{NO}_2^- + 4\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{N}_2 + 8\text{OH}^-$	0,41
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e} = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,78
$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0,87
$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HNO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,94
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,96
$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \text{e} = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	1,00
$\text{NO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	1,03
$2\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$	1,12
$2\text{NO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,25
$2\text{HNO}_2 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	1,45
АЛЮМИНИЙ	
$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{e} = \text{Al} + 3\text{OH}^-$	-2,31
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e} = \text{Al}$	-1,66
БАРИЙ	
$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ba}$	-2,91
БРОМ	
$2\text{BrO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Br}_2 + 4\text{OH}^-$	0,45
$2\text{BrO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\text{e} = \text{Br}_2 + 12\text{OH}^-$	0,50
$\text{Br}_2(\text{ж}) + 2\text{e} = 2\text{Br}^-$	1,07
$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,44
$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,52
$2\text{HBrO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,59
ВАНАДИЙ	
$\text{V}^{2+} + 2\text{e} = \text{V}$	-1,17
$\text{V}^{3+} + \text{e} = \text{V}^{2+}$	-0,26
$\text{VO}_2^+ + 3\text{e} + 4\text{H}^+ = \text{V}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,36
$\text{VO}^{2+} + 2\text{H}^+ + \text{e} = \text{V}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	0,34
$\text{VO}_2^+ + 2\text{H}^+ + \text{e} = \text{VO}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	1,00

$V_2O_{5(t)} + 6H^+ + 2e = 2VO^{2+} + 3H_2O$	0,96
ВИСМУТ	
$Bi^{3+} + 3e = Bi$	0,22
$BiO_3^- + 6H^+ + 2e = Bi^{3+} + 3H_2O$	1,80
ВОДОРОД	
$2H_2O + 2e = H_2 + 2OH^-$	-0,83
$2H^+ + 2e = H_2$	0,00
ЖЕЛЕЗО	
$Fe^{2+} + 2e = Fe$	-0,44
$Fe^{3+} + 3e = Fe$	-0,04
$Fe(CN)_6^{3-} + e = Fe(CN)_6^{4-}$	0,36
$Fe^{3+} + e = Fe^{2+}$	0,77
ЗОЛОТО	
$Au(CN)_2 + e = Au + 2CN^-$	-0,61
$Au^{3+} + 3e = Au$	1,50
$Au^+ + e = Au$	1,69
ИОД	
$2IO_3^- + 6H_2O + 10e = I_2 + 12OH^-$	0,21
$IO_3^- + 3H_2O + 6e = I^- + 6OH^-$	0,25
$IO^- + H_2O + 2e = I^- + 2OH^-$	0,49
$I_2 + 2e = 2I^-$	0,54
$HIO + H^+ + 2e = I^- + H_2O$	0,99
$IO_3^- + 6H^+ + 6e = I^- + 3H_2O$	1,09
$2IO_3^- + 12H^+ + 10e = I_2 + 6H_2O$	1,19
$2HIO + 2H^+ + 2e = I_2 + 2H_2O$	1,45
КАДМИЙ	
$Cd(CN)_4^{2-} + 2e = Cd + 4CN^-$	-1,09
$Cd(NH_3)_4^{2+} + 2e = Cd + 4NH_3$	-0,61
$Cd^{2+} + 2e = Cd$	-0,40
КАЛИЙ	
$K^+ + e = K$	-2,92
КАЛЬЦИЙ	
$Ca^{2+} + 2e = Ca$	-2,87
КИСЛОРОД	

$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = 4\text{OH}^-$	0,40
$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{O}_2$	0,68
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{e} = 3\text{OH}^-$	0,88
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
$\text{O}_3 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = 3\text{H}_2\text{O}$	1,51
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,78
$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2,07
КОБАЛЬТ	
$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+} + 2\text{e} = \text{Co} + 6\text{NH}_3$	-0,42
$\text{Co}^{2+} + 2\text{e} = \text{Co}$	-0,28
$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+} + \text{e} = \text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	0,10
$\text{Co}(\text{OH})_3 + \text{e} = \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	0,17
$\text{Co}^{3+} + \text{e} = \text{Co}^{2+}$	1,84
ЛИТИЙ	
$\text{Li}^+ + \text{e} = \text{Li}$	-3,05
МАГНИЙ	
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e} = \text{Mg}$	-2,36
МАРГАНЕЦ	
$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Mn}$	-1,18
$\text{MnO}_4^- + \text{e} = \text{MnO}_4^{2-}$	0,56
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51
$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,69
МЕДЬ	
$\text{Cu}(\text{CN})_2^- + \text{e} = \text{Cu} + 2\text{CN}^-$	-0,43
$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-0,22
$\text{CuI} + \text{e} = \text{Cu} + \text{I}^-$	-0,19
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2\text{e} = \text{Cu} + 4\text{NH}_3$	-0,07
$\text{Cu}^{2+} + \text{e} = \text{Cu}^+$	0,15
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cu}$	0,34
$\text{CuO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$	0,57
$2\text{CuO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	0,67
$\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- + \text{e} = \text{CuI}$	0,86

МЫШЬЯК	
$\text{As}^{3+} + 3\text{e} = \text{As}$	0,30
$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,56
$\text{AsO}_4^{3-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{AsO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	0,98
$\text{AsO}_4^{3-} + 8\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{As} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,65
НАТРИЙ	
$\text{Na}^+ + \text{e} = \text{Na}$	-2,71
НИКЕЛЬ	
$\text{Ni}(\text{NH}_3)_6^{2+} + 2\text{e} = \text{Ni} + 6\text{NH}_3$	-0,49
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ni}$	-0,25
$\text{NiO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Ni} + \text{H}_2\text{O}$	0,12
$\text{NiO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Ni}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,68
ОЛОВО	
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Sn}$	-0,14
$\text{SnO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Sn} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,11
$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e} = \text{Sn}^{2+}$	0,15
РТУТЬ	
$\text{HgS} + 2\text{e} = \text{Hg} + \text{S}^{2-}$	-0,69
$\text{Hg}(\text{CN})_4^{2-} + 2\text{e} = \text{Hg} + 4\text{CN}^-$	-0,37
$\text{HgI}_4^{2-} + 2\text{e} = \text{Hg} + 4\text{I}^-$	-0,04
$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\text{e} = 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$	0,27
$\text{HgCl}_4^{2-} + 2\text{e} = \text{Hg} + 4\text{Cl}^-$	0,48
$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e} = 2\text{Hg}$	0,79
$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e} = \text{Hg}$	0,85
$2\text{Hg}^{2+} + 2\text{e} = \text{Hg}_2^{2+}$	0,92
СВИНЕЦ	
$\text{PbCl}_2 + 2\text{e} = \text{Pb} + 2\text{Cl}^-$	-0,27
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pb}$	-0,13
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
$\text{Pb}^{4+} + 2\text{e} = \text{Pb}^{2+}$	1,69
СЕРА	
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
$\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{S} + 6\text{OH}^-$	-0,66
$\text{S} + 2\text{e} = \text{S}^{2-}$	-0,48

$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 8\text{e} = 2\text{S}^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,01
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\text{e} = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	0,08
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,15
$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{S}$	0,17
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,17
$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,31
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,36
$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,45
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e} = 2\text{SO}_4^{2-}$	2,01
СЕРЕБРО	
$\text{Ag}(\text{CN})_2^- + \text{e} = \text{Ag} + 2\text{CN}^-$	-0,29
$\text{AgCl} + \text{e} = \text{Ag} + \text{Cl}^-$	0,22
$\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = 2\text{Ag} + 2\text{OH}^-$	0,34
$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+ + \text{e} = \text{Ag} + 2\text{NH}_3$	0,37
$\text{Ag}^+ + \text{e} = \text{Ag}$	0,80
$\text{Ag}_2\text{O} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{Ag} + \text{H}_2\text{O}$	1,17
УГЛЕРОД	
$2\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	-0,49
$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HCOOH}$	-0,20
$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$	-0,12
$\text{CO}_3^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{CH}_3\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$	0,20
ФОСФОР	
$\text{H}_2\text{PO}_2^- + \text{e} = \text{P} + 2\text{OH}^-$	-2,05
$\text{PO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{HPO}_3^{2-} + 3\text{OH}^-$	-1,57
$\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{PH}_3 + 3\text{OH}^-$	-0,89
$\text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	-0,50
$\text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{P(белый)} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,50
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{P(белый)} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,41
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{P(красный)} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,38
ФТОР	
$\text{F}_2 + 2\text{e} = 2\text{F}^-$	2,87
ХЛОР	
$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 8\text{e} = \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	0,56

$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	0,63
$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	0,88
$\text{Cl}_2 + 2\text{e} = 2\text{Cl}^-$	1,36
$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	1,38
$2\text{ClO}_4^- + 16\text{H}^+ + 14\text{e} = \text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$	1,39
$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,45
$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,47
$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,49
$2\text{HClO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,63
ХРОМ	
$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cr}$	-0,74
$\text{Cr}^{3+} + \text{e} = \text{Cr}^{2+}$	-0,41
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,33
ЦИНК	
$\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-} + 2\text{e} = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,22
$\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2\text{e} = \text{Zn} + 4\text{NH}_3$	-1,04
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Zn}$	-0,76

Образец отчета по лабораторной работе в виде таблицы

Дата выполнения, название работы, цель работы*				
Название опыта*	Ход опыта (порядок выполнения, схема установки, расчеты)*	Уравнения химических реакций, происходящих в ходе опыта*.	Наблюдения в ходе опыта. Ответы на задаваемые вопросы, теоретическое объяснение результатов опыта	Выводы по опыту
.....
Выводы по всей работе в целом				

Учебное издание

Чернова Светлана Павловна
Кропачева Татьяна Николаевна

Химия

Учебно-методическое пособие

Авторская редакция

Подписано в печать17. Формат 60 x 84 ¹/₁₆.

Печать офсетная. Усл. печ. л. Уч.-изд. л.

Тираж 30 экз. Заказ №

Издательство «Удмуртский университет»
426034, г. Ижевск, ул. Университетская, 1, корп.4.
тел/факс: +7(3412)500-295 E-mail: editorial@udsu.ru